REPOSITORIO ACADÉMICO UPC

Química General y Orgánica CCSS (MA226), ciclo 2014-2

Item Type	info:eu-repo/semantics/LearningObject
Authors	Perez Zenteno, Betty; Cañas Cano, María; Pastor Subauste, María del Rosario
Publisher	Universidad Peruana de Ciencias Aplicadas (UPC)
Download date	12/01/2026 16:24:01
Link to Item	http://hdl.handle.net/10757/324024

PRE GRADO

PROFESORAS :

María Cañas Cano
María Pastor Subauste
Itala Botonero Estremadoyro
Ana Montalvo Astete
Guadalupe Mosquera Vergaray

TITULO :

Material de Enseñanza

FECHA :

Agosto 2014

CURSO : **QUÍMICA GENERAL Y ORGÁNICA CCSS**

CODIGO : **(MA 226)**

ÁREA : **Ciencias**

CICLO : **2014-02**

CUADERNO DE TRABAJO DE QUIMICA GENERAL Y ORGANICA CCSS
UNIVERSIDAD DE CIENCIAS APLICADAS (UPC).
Área de Ciencias
Lima – Perú.

Copyright: Universidad Peruana de Ciencias Aplicadas- UPC

Betty Pérez Zenteno
María Cañas Cano
María Pastor Subauste

Séptima Edición

INTRODUCCIÓN

Aprender química requiere no solo de la asimilación de conceptos teóricos, sino también de adquirir habilidades de desarrollo analítico.

Para consolidar los conceptos teóricos se ha preparado una serie de ejercicios que el profesor desarrollará en clase. Al final de cada unidad, hemos preparado ejercicios integradores que le permitirá al alumno recordar y aplicar los conceptos fundamentales de cada unidad desarrollada.

Te aconsejamos que antes de desarrollar los ejercicios revises los aspectos teóricos de cada unidad.

TUS PROFESORAS

INDICE TEMÁTICO

1. CONCEPTOS FUNDAMENTALES
2. CAMBIOS EN LA MATERIA
3. EQUILIBRIO QUÍMICO
4. QUIMICA DE LOS COMPUESTOS ORGÁNICOS
5. ISÓMEROS
6. BIOMOLÉCULAS

BIBLIOGRAFÍA

ANEXOS

UNIDAD 1

CONCEPTOS FUNDAMENTALES

Conociendo la materia

UPC
UNIVERSIDAD PERUANA DE CIENCIAS APLICADAS
Laureate International Universities

UNIDAD 1

CONCEPTOS FUNDAMENTALES

Uno de los atractivos de aprender química es ver como los principios químicos se aplican a todos los aspectos de nuestras vidas. Desde las actividades cotidianas, como encender una cocina, hasta las cuestiones de mayor trascendencia como la producción de medicamentos para curar enfermedades

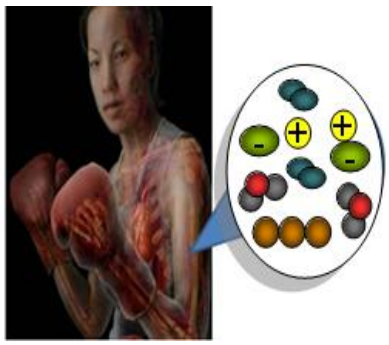
La química es la ciencia que estudia la materia, sus propiedades físicas y químicas, los cambios que experimenta y las variaciones de energía que acompañan a dichos cambios.

La materia es el material físico del universo, en términos muy sencillos la podemos definir como:

> " Materia es todo aquello que tiene masa y ocupa un lugar en el espacio"

La materia puede ser percibida por nuestros sentidos como una masa continua que tiene forma, color, tamaño, etc. A esta forma de ver la materia se le denomina visión macroscópica. Sin embargo, para comprender todas las características observables de la materia, es necesario conocerla a través de la visión microscópica o molecular. Desde este punto de vista se puede observar que la materia está formada por un conglomerado átomos, moléculas o iones.

Visión Macroscópica y Visión Molecular de la materia



Átomo: Partícula organizada más pequeña de la materia. Es neutra

Molécula: Partícula formada por dos ó más átomos iguales o diferentes, unidos por enlace covalente

Ión: Partícula con carga eléctrica positiva (catión) o negativa (anión). Puede ser monoatómico, diatómico o poliatómico.

1.1 CLASIFICACIÓN DE LA MATERIA

La Materia se clasifica de acuerdo a su composición en sustancia pura y mezcla.

A. Sustancia Pura

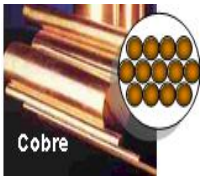
Elemento

Son sustancias que no pueden descomponerse en sustancias más simples.

> Un elemento es una sustancia **formada por un solo tipo de átomos**

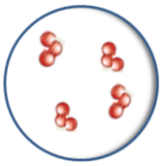
Cada elemento contiene un tipo único de átomos. Los elementos pueden consistir en átomos individuales, como el helio y el cobre o en moléculas como en el oxígeno, ozono y el cloro.

Átomos de helio (He)



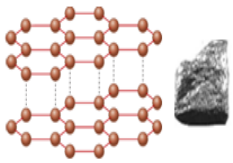
Átomos de cobre (Cu)

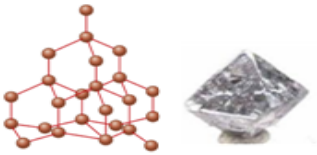
Moléculas de oxígeno (O_2)

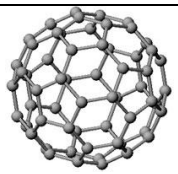

Moléculas de ozono (O_3)

Moléculas de cloro (Cl2)

También existen ciertos elementos en la que átomos iguales se encuentran juntos formando redes cristalinas, por ejemplo el carbono y sus formas alotrópicas: grafito, diamante y fullereno


Grafito


Diamante


Fullereno, C_{60}

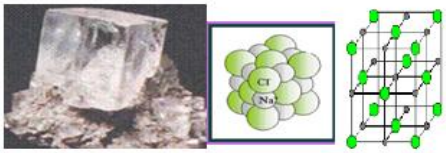
Se conoce más de 109 elementos, se representan por una abreviatura denominada **Símbolo Químico**.

Compuesto

> Los compuestos son sustancias formadas **por átomos de dos o más elementos diferentes**, unidos químicamente (enlace iónico ó covalente) y en proporciones definidas.

Estos compuestos estan formando moléculas ó redes cristalinas

Moléculas de Agua H_2O



Red cristalina de Cloruro de sodio NaCl

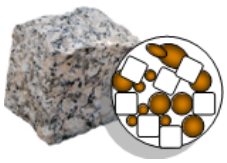
Se representan mediante las **fórmulas químicas** que nos indican su composición definida. Ejemplo: H_2O, NaCl.
Para separar los elementos que forman parte de un compuesto se debe usar medios químicos

B. Mezclas

En el mundo natural, la materia usualmente se encuentra en forma de mezclas. Una mezcla está formada por dos o más sustancias (elementos y/o compuestos) en proporciones variables o no definidas y sus propiedades que van a depender de su composición.
En una mezcla los componentes no pierden su identidad ni características y pueden ser separados por medios físicos (destilación, filtración, tamizado, etc).

Mezcla homogénea

Es cuando la mezcla es uniforme en todas sus partes (se forma una sola fase), esto es los componentes no se pueden diferenciar Ejemplo: aire, sal disuelta en agua, etc.



Mezcla heterogénea.

Es cuando sus componentes se pueden diferenciar fácilmente (se forma más de una fase). Ejemplo arena del mar.

1.2 ESTADOS DE LA MATERIA

La materia a temperatura ambiente puede existir en tres estados físicos definidos: sólido, líquido y gaseoso.
De acuerdo a la Teoría Cinética Molecular, la materia está formada por partículas (átomos, moléculas o iones) que están en continuo movimiento. La energía asociada a este movimiento (energía cinética) aumenta conforme lo hace la temperatura.
Por otro lado estas partículas interaccionan entre sí debido a fuerzas de atracción entre las moléculas.
La diferencia fundamental entre los tres estados de la materia es la distancia entre estas partículas microscópicas. Esta distancia depende de la relación entre la energía cinética y las fuerzas de atracción intermoleculares

Estado sólido.- En este estado la energía cinética es menor que las fuerzas de atracción entre las partículas. La distancia entre las partículas prácticamente no existe. Por lo tanto, la materia en este estado tiene volumen definido, forma definida y son prácticamente incompresibles.

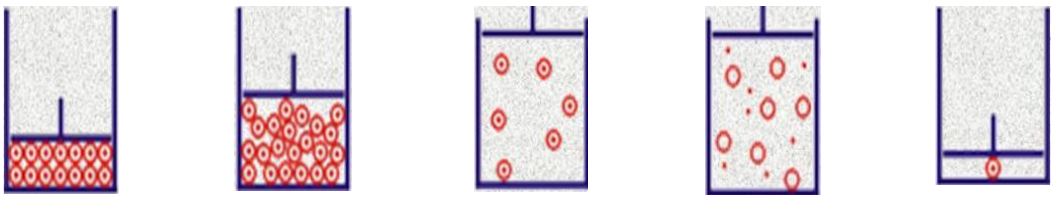
Estado líquido.- En este estado la energía cinética es mas o menos igual que las fuerzas de atracción entre las partículas. La distancia entre las partículas es pequeña. Por lo tanto la materia en este estado tiene volumen definido mas no forma definida y son prácticamente incompresibles.

Estado gaseoso.- En este estado las partículas poseen mayor energía cinética que las fuerzas de atracción. Las partículas se mueven libremente y los espacios entre las partículas son muy grandes. Por lo tanto la materia en este estado no tiene volumen ni forma definida. El volumen depende de la temperatura y la presión a la cual está sometido el gas. Se puede comprimir el volumen del gas.

Aparte de estos tres estados definidos, existen otros como:

El estado plasmático: Estado parecido al gas formado por electrones, cationes y neutrones se obtiene a temperaturas elevadas (2 000 °C). El elemento es neutro y buen conductor de la corriente eléctrica. Ejemplo: El sol, volcanes, tubos fluorescentes las luces de neón, etc.

Condensado de Bose-Einstein: Corresponde a la materia enfriada casi hasta el cero absoluto 0,000 000 001 K . Toda la materia ocupa un solo lugar. Se emplean en el láser atómico para construcciones Nano tecnológicas y Relojes atómicos



Sólido Líquido Gas Plasma Condensado Bose-Einstein

ACTIVIDAD 1.1

TRABAJO EN PAREJAS

1. Las figuras muestran representaciones microscópicas de diferentes tipos de materia:

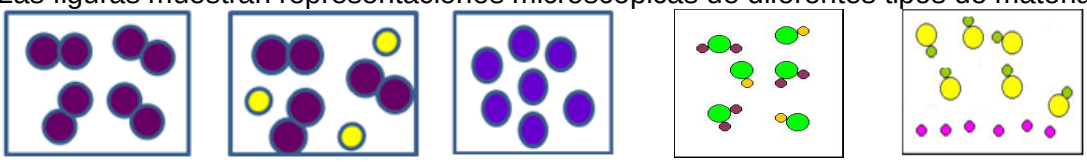


Figura 1	Figura 2	Figura 3	Figura 4	Figura 5

Relacione las figuras anteriores con las siguientes sustancias:

a) Neón - elemento Figura 3
b) Oxígeno - …… Figura……
c) Helio + oxígeno - …… Figura……
d) Hierro$_{7s)}$ + CO $_{(g)}$ - …… Figura……
e) Vapor de agua + HF - …… Figura……

2. Clasifica como elemento, compuesto, mezcla homogénea o mezcla heterogénea. Sustenta tu respuesta.

Sustancia	Clasificación	Sustancia pura		Mezcla
		- Elemento ¿Cuál es su símbolo?	-Compuesto ¿Cuál es su fórmula?	¿De qué está formado?
Agua	Compuesto		H_2O	
Mercurio				
Tableta de aspirina				
Agua potable				
Aire				
Gaseosa				
Hidróxido de sodio				

3. Clasifica los siguientes materiales de acuerdo a sus estados físicos.
Oxigeno – vapor de agua – cera de vela – etanol de 90°– sal – dióxido de carbono- mercurio – azúcar – alcohol – vinagre

Sólido	Líquido	Gaseoso

4. Los sólidos poseen _____.
   a) partículas con gran energía cinética.
   b) elevada fuerza de atracción entre sus partículas.
   c) volumen no definido.

5. ¿En qué estado de la materia las partículas están en contacto y fluyen unas sobre otras? ……..

CONSOLIDA TUS CONOCIMIENTOS 1.1

Habilidad: Clasifica la materia.

1. Forma enunciados verdaderos usando la cantidad de casilleros indicados.

1 Elemento	2 Compuesto	3 mezcla	4 Homogénea	5 Proporciones	6 Heterogénea
7 Unidos químicamente	8 una sola fase	9 Dos ó mas sustancias	10 Medios físicos	11 Átomos diferentes	12 Átomos iguales

a) Dos casilleros

……

……

……

b) Tres casilleros

……

……

……..

2. Contesta las siguientes preguntas:

a) ¿Qué es un elemento químico? ¿Cómo se representan los elementos químicos?. ¿Cuántos elementos químicos existen en nuestro planeta?

……

……

……

……..

b) ¿Cuáles son los diez elementos químicos más importantes en los seres vivos? ¿Por qué otro nombre los conocemos en su conjunto?. Escribe sus nombres y sus símbolos.

……

……

……

……..

c) ¿En qué se diferencia una sustancia pura compuesto de una mezcla?

……

……

……

d) Explica la diferencia entre una mezcla de carbono y oxígeno y un compuesto de carbono y oxígeno.

……
……
……

e) Clasifica las siguientes materias como mezclas o sustancias puras; aquellas que sean sustancias puras señala si se trata de compuesto o elemento. Si por el contrario es una mezcla distingue si es heterogénea u homogénea: aire, hielo, oro, café, azúcar, sal común, azufre, alcohol, plata, orina, oxígeno, sangre, agua, gasolina.

Sustancia pura-Elemento:……

Sustancia pura-Compuesto…….

Mezcla-Homogénea:…….

Mezcla - Heterogénea:……..

f) Completa el texto siguiente:

Al calentar un sólido se transforma en líquido; este cambio de estado se denomina …….. El punto de fusión es la temperatura a la que ocurre dicho proceso.

g) Coloca en la tabla las características donde correspondan:

Expansibilidad - Volumen variable - partículas próximas con movimiento libre- Forma constante – Viscosidad- Forma variable Forma variable -Volumen constante - Dureza- Volumen variable - partículas ordenadas en posiciones fijas- partículas distantes con movimiento libre - Volumen constante

Solido	Liquido	Gas
– – – –	– – – –	– – – –

Conceptos Claves

- A nivel microscópico la materia está formada por …….. ……
- De acuerdo a su composición la materia se puede clasificar en : …… …… ……
- La sustancia pura formada por átomos iguales se denomina ……y la formada por átomos diferentes se denomina ……..
- A temperatura ambiente los tres estados físicos de la materia son : …….. ……. ……...

1.3 CAMBIOS DE LA MATERIA

La materia es infinita en el espacio y en el tiempo, no puede ser creada ni destruida solo transformada. Estas transformaciones pueden ser de dos tipos: cambio físico y cambio químico.

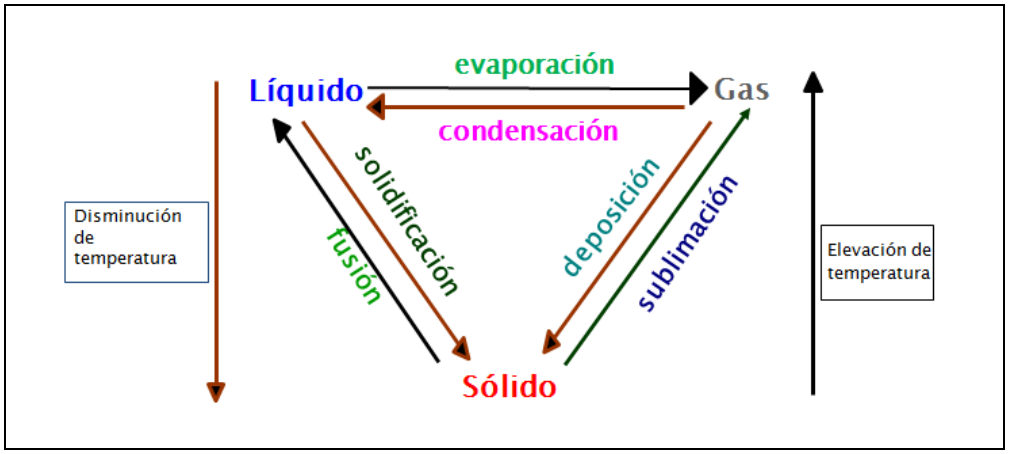
Cambio Físico

Un cambio físico no produce variación en la identidad de la sustancia. Son transformaciones transitorias, es decir, es un cambio de estado ó de forma. Por ejemplo: evaporación del agua, producción de monedas de plata, disolución de sal en agua

$$H_2O_{(l)} + \text{calor} \Rightarrow H_2O_{(g)}$$

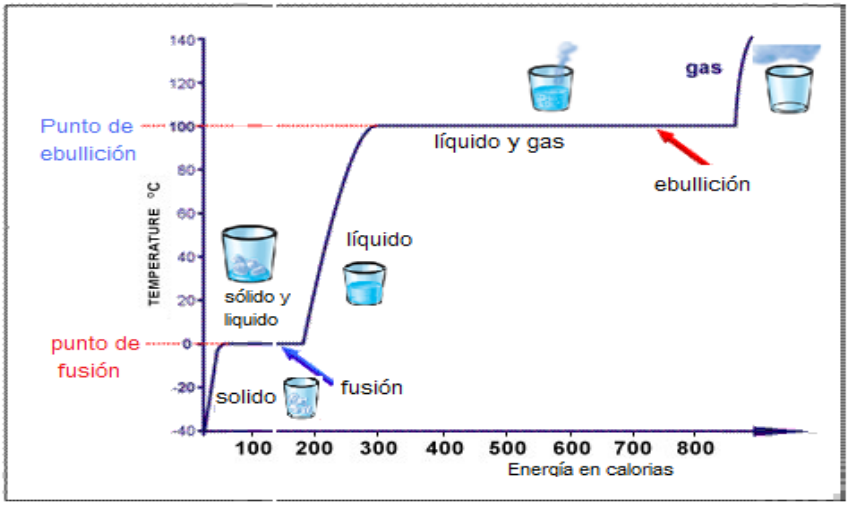
Los cambios de la materia de un estado a otro se conocen como cambios de fase y están asociados a cambios de energía en el sistema. En la fusión, evaporización y sublimación se requiere absorción de energía para alterar las fuerzas de atracción entre las moléculas. En tanto, los procesos de deposición, condensación y solidificación estarán acompañados de una pérdida de energía por parte del sistema. La energía de vaporización, de fusión y volatilización tienen la misma magnitud pero de signo contrario que la energía de condensación, solidificación y sublimación, respectivamente.
El paso de un estado de agregación a otro recibe las siguientes denominaciones:

CAMBIOS DE ESTADO DE LA MATERIA



A nivel molecular el incremento de temperatura da lugar a un aumento en la amplitud de las vibraciones de las moléculas alrededor de sus posiciones de equilibrio. Cuando la energía transmitida es muy grande la amplitud de las vibraciones supera las fuerzas de atracción entre las moléculas se produce la fusión. Como no todas las fuerzas moleculares cambian sus características simultáneamente la fusión no es un proceso masivo instantáneo sino gradual y mientras se completa la transición de toda la muestra en estudio la temperatura se mantiene constante.
En la figura siguiente se muestra la curva de calentamiento para la transformación de 1mol de agua de –25 a 125°C (desde una temperatura inferior a su punto de fusión hasta una temperatura superior a su punto de ebullición) a presión constante de 1 atm.

CAMBIO DE ESTADO DEL AGUA (a 1 Atm de presión)



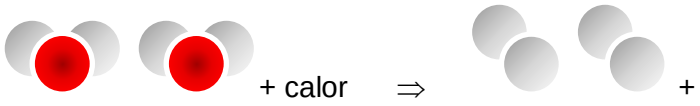
El punto de fusión de una sustancia es idéntico a su punto de solidificación, los dos difieren sólo en la dirección en que se produce el cambio de fase; en otras palabras el punto de solidificación es una propiedad de los sólidos mientras que el punto de solidificación es una propiedad de los sólidos. Lo mismo sucede en los demás cambios de estado.

Cambio Químico.

Un cambio químico produce una variación en la identidad de la sustancia. Son transformaciones permanentes y generalmente no son reversibles.

Este cambio implica un cambio de estructura química, es decir el compuesto se transforma totalmente en otro u otros compuestos totalmente diferentes. Por ejemplo: la electrolisis del agua (el agua se descompone en hidrógeno y oxígeno)

$$2\,H_2O_{(l)} + \text{calor} \Rightarrow 2\,H_{2\,(g)} + O_{2\,(g)}$$



1.4 PROPIEDADES DE LA MATERIA

Para diferenciar la gran cantidad de materia que existe a nuestro alrededor se debe considerar sus propiedades. Las propiedades son aquellas características de la materia que se pueden observar y medir permitiéndonos distinguir a una sustancia de otra.

Estas propiedades se clasifican desde diferentes puntos de vista:

1. Desde el punto de vista cualitativo se clasifican en propiedades generales y particulares:

Propiedades generales.- Son aquellas propiedades que posee toda materia independientemente de su tamaño o estado físico, tales como masa, peso, inercia, volumen, impenetrabilidad, divisibilidad, etc.

Masa: cantidad de materia que posee.
Peso: fuerza con que la gravedad actúa sobre este.
Volumen: cantidad de espacio que ocupa un cuerpo.
Impenetrabilidad: 2 cuerpos no pueden ocupar el mismo lugar al mismo tiempo.

Divisibilidad: puede ser dividida en fracciones más pequeñas.

Propiedades particulares.- Son propiedades que solo ciertos tipos de materia poseen:

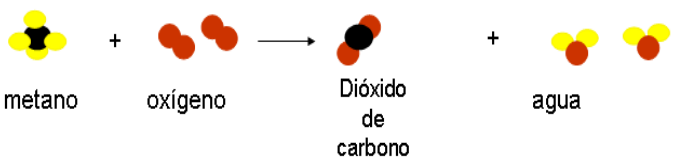
Dureza: mide la resistencia a ser rayada.
Porosidad: presencia de espacios vacíos entre las partículas que los forman.
Maleabilidad: capacidad para poder transformarse en láminas.
Ductilidad: capacidad para poder transformarse en hilos.
Conductividad eléctrica: capacidad para conducir la electricidad.
Conductividad térmica: capacidad para conducir el calor.
Solubilidad: capacidad de disolverse en un solvente.
Combustibilidad: capacidad para arder en presencia de oxígeno
Corrosión: capacidad de un elemento para oxidarse (aumento de EO)
Volatilidad: facilidad para pasar al estado gaseoso.
Tensión superficial: atracción neta hacia adentro.
Capilaridad: es la capacidad de ascender o descender por tubos de pequeño diámetro.
Viscosidad: resistencia a fluir. a mayor viscosidad más lento es el flujo.
Fragilidad: es la facilidad para quebrarse o romperse sin deformación notable alguna.
Comprensibilidad: es la propiedad que poseen los cuerpos de reducirse a menor volumen, por efecto de luna fuerza.
Expansibilidad: la propiedad que tiene algún cuerpo de poder ocupar mayor espacio.

2. Desde el punto de vista del tipo de cambio que se produce en la materia al realizar la medición se clasifican en propiedades físicas y químicas

Propiedad Química.- Es aquella que para observarlas y medirlas debe alterar su composición y estructura interna transformándose en una nueva sustancia. La reactividad que tiene una sustancia frente a otra, el poder oxidante o reductor, la combustibilidad, el poder corrosivo y la inflamabilidad son propiedades químicas.

Ejemplo:

Combustión del metano



Propiedad física.-

Es aquella que se puede medir y observar sin que se modifique la composición ni estructura interna o molecular de la materia, tales como: estado físico, forma, color, masa, dureza, maleabilidad, densidad, punto de ebullición, conductividad eléctrica, etc.

ACTIVIDAD 1.2

TRABAJO EN PAREJAS

1. Indique si los siguientes procesos corresponden a un cambio físico o cambio químico:
   a) Disolver una tableta efervescente en agua. …….
   b) Determinar el volumen de un líquido. …….
   c) Encender la cocina a gas propano. …….
   d) Evaporar acetona. …….
   e) Congelar agua. …….
   f) Agregar azúcar a una bebida. …….
   g) Filtrar un sólido presente en un líquido. …….
   h) Flexión de una barra de acero. …….
   i) Dilatar un alambre por acción del calor. …….

2. Completa los siguientes enunciados:
   a) El paso de solido a gas por un calentamiento es un fenómeno físico denominado …….
   b) Cuando se produce la lluvia está ocurriendo una …….
   c) La tenacidad, plasticidad, dureza son propiedades…….. de la materia.

3. Relacionar:

A	Propiedades generales		Pueden convertirse en hilos.
B	Masa		No se altera la estructura o composición de la sustancia.
C	Propiedad de los líquidos		Viscosidad, tensión superficial,
D	Propiedad física		Impenetrabilidad, volumen y divisibilidad.
E	Ductilidad		Magnitud que cuantifica la cantidad de materia de un cuerpo.

4. Indique si se trata de una propiedad física o una propiedad química:
   a) El punto de ebullición del agua …….
   b) El brillo de la plata …….
   c) La combustión del propano …….
   a) El punto de fusión del oro es 1 064 °C. …….
   b) Reactividad del hidrogeno con el oxigeno. …….

5. ¿Cuál de las siguientes alternativas no es una propiedad física del agua?

   a) Hierve a 100 ^{o}C a 1 atm de presión.
   b) Se congela a 0 ^{o}C a 1 atm de presión.
   c) Es incolora.
   d) Reacciona violentamente con el metal potasio y forma hidróxido de potasio e hidrógeno gaseoso.
   e) Puede encontrarse en estado sólido, líquido o gaseoso.

6. Marque la alternativa correcta, respecto al mercurio (Hg), teniendo en cuenta los siguientes datos:

Temperatura de fusión del Hg	Temperatura de ebullición del Hg
-39 ºC	**357 º C**

   a) Es sólido a 10 ºC
   b) Es gas a 300 ºC
   c) Es líquido a -45 ºC
   d) Es sólido a 37 ºC
   e) Es líquido a 250 ºC

7. Señale las propiedades físicas y químicas mencionadas en la siguiente lectura:
   "El níquel metálico es fuerte y **duro**. Cuando está finamente dividido, es de color negro. La densidad del níquel es 8,90 veces la del agua a 20ºC; se funde a 12651ºF y hierve a 2840ºC. Resiste la corrosión alcalina y no se **inflama** en trozos grandes, pero los alambres muy finos pueden incendiarse. Está por encima del hidrógeno en la serie electroquímica; se disuelve con lentitud en ácidos diluidos liberando hidrógeno. En forma metálica es un agente reductor fuerte.
   En pequeñas cantidades el níquel es esencial, pero cuando es tomado en muy altas cantidades este puede ser peligroso para la salud humana. La toma de altas cantidades de níquel eleva las probabilidades de desarrollar cáncer de pulmón, nariz, laringe y próstata."

Propiedades físicas	**Propiedades químicas**
– Dureza	– Inflamabilidad

CONSOLIDA TUS CONOCIMIENTOS 1.2

Habilidad: Identifica y define propiedades físicas y químicas

8. En nuestro mundo el cambio es constante, la madera puede arder, el agua puede evaporarse, las estructuras de fierro se oxidan, las plantas y los seres humanos muertos se pudren, los clavos se deforman al golpearlos, etc. Clasifique los cambios mencionados como químico (CQ) o cambio físico (CF). Justifica tu respuesta.

Cambio	Clasificación

9. ¿Qué se requiere para que se produzca un cambio de estado?
……
……

10. Indica el estado físico de:
Alcohol etílico a -115°C:_____
Cloruro de sodio a 803°C:_____
Aluminio a 642°C:_____

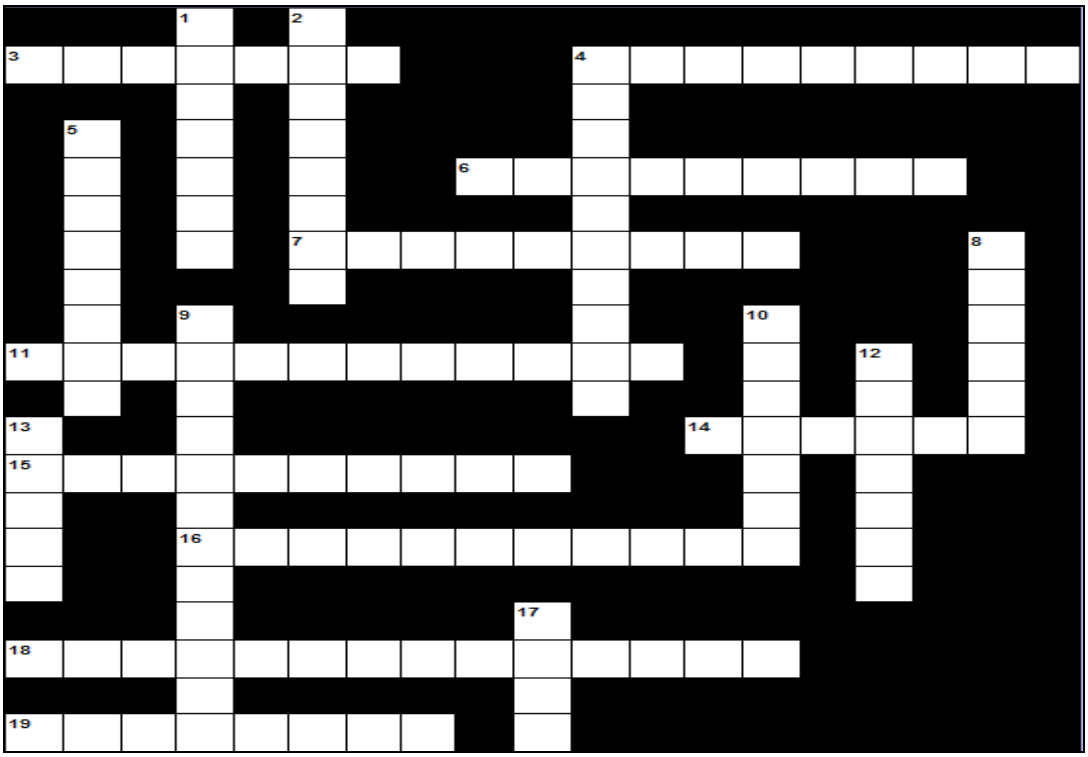
Datos:

Sustancia	Punto de fusión
Alcohol etílico	-117°C
Cloruro de sodio	801°C
Aluminio	660°C

11. ¿Complete el siguiente cuadro:

Propiedad	Física	Química	General	Particular
Porosidad	**x**			**x**
Sublimable				
Poder Oxidante				
Densidad				
Inflamabilidad				
Viscosidad				
Masa				
Divisibilidad				

12. Completa el siguiente crucigrama.



VERTICALES

1 Relaciona la masa y el volumen de una sustancia.
2 La teoría que explica los cambios de estado. Se basa en suponer que la materia está formada por partículas pequeñas en movimiento.
4 Es la vaporización que afecta a toda la masa de un líquido.
5 Es la relación entre la masa de un cuerpo y el volumen que ocupa.
8 Unidad de medida de la temperatura en el Sistema Internacional.
9 Es el cambio de estado de gas a líquido.
10 Es el espacio que ocupa un cuerpo material.
12 Ordenación regular de las partículas que forman un cuerpo en el estado sólido, formando figuras geométricas.
13 Es la unidad de medida de la capacidad.
17 La cantidad de materia que tiene un cuerpo

HORIZONTALES

3 Todo aquello que ocupa un lugar en el espacio
4 Propiedad de un gas
6 Unidad de medida de la masa en el Sistema Internacional
7 Es el volumen máximo que pueden contener ciertos recipientes
11 Es el paso del estado líquido al gaseoso.
14 El paso del estado sólido al líquido
15 Las propiedades que no dependen del tamaño y que permiten diferenciar un cuerpo material de otro
16 El paso de sólido a gas o viceversa.
18 El paso de líquido a sólido.
19 Todo aquello que se puede medir

UNIDAD 1

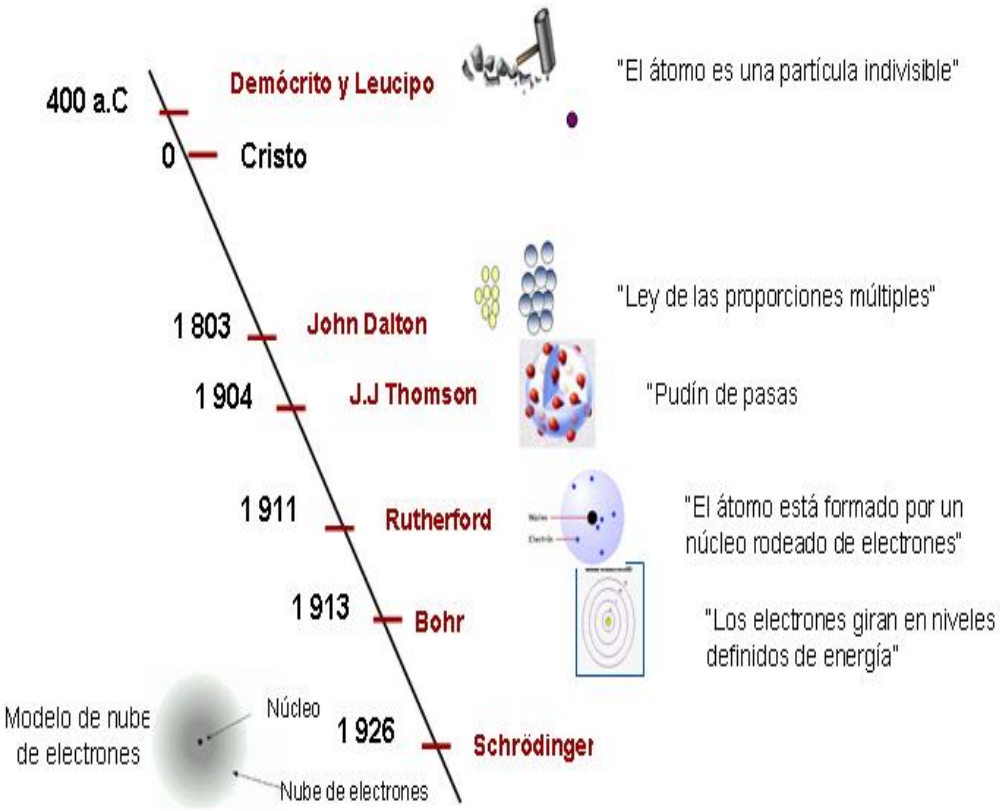
CONCEPTOS FUNDAMENTALES

Estructura Atómica

UNIDAD 1
CONCEPTOS FUNDAMENTALES

ESTRUCTURA ATÓMICA

Cuando vemos que un trozo de vidrio es transparente y duro, que el azúcar se encuentra en cristales y se disuelve en agua, que el cobre conduce la electricidad y puede trabajarse para formar hilos o láminas delgadas, estamos haciendo observaciones en el mundo macroscópico, el que podemos ver. Para entender, explicar y predecir las tantas y tan variadas propiedades físicas y químicas de las sustancias es necesario “mirar” el mundo microscópico, el de los átomos y las moléculas.
La naturaleza atómica de la materia es algo que hoy aceptamos con suma facilidad, sin embargo, la comprensión del mundo microscópico entrañó muchas dificultades.
Así, el modelo atómico moderno fue precedido por diferentes teorías, el siguiente gráfico nos muestra la evolución histórica de las teorías atómicas más destacadas.



Demócrito en el siglo V AC concluyo que al fraccionar la materia hasta donde ya no se pudiera dividir más sin perder sus propiedades, se tendría el “átomo” (en griego: sin división) la cual por supuesto no podemos ver a simple vista.
Dalton planteo que todos los átomos de un determinado elemento son idénticos entre sí pero diferentes de las de cualquier otro elemento y que estos se pueden combinar para formar compuestos químicos.
Thomson concibió al átomo como una esfera positiva en la cual se encontraban inmersos los electrones.

Rutherford en base a los descubrimientos del electrón y la radiación en sus diferentes tipos, formulo el modelo atómico nuclear que semeja un sistema planetario donde el núcleo toma el lugar del sol y los electrones de los planetas.
Niels Bohr tomando como punto de partida el átomo de Rutherford, tuvo una idea brillante al analizar el espectro de líneas del hidrogeno y propuso estados basales de energía donde los electrones giran alrededor del núcleo moviéndose en trayectorias concéntricas, aumentando su energía conforme se alejan de él y desarrollo la teoría de la cuantización de la energía.
Finalmente **Schrôdinger** formulo complejas ecuaciones matemáticas que ofrecen una forma de visualizar con su modelo de la mecánica cuántica, donde se habla más bien de la probabilidad de que el electrón ocupe determinadas regiones del espacio en determinado momento (orbitales).

Las evidencias e investigaciones experimentales a través del tiempo fueron confirmando estas teorías, sin embargo una teoría científica es valida si explica satisfactoriamente las observaciones experimentales, pero nunca es definitiva, siempre se encuentran en permanente revisión.

2.1 PROTONES, NEUTRONES Y ELECTRONES

El átomo, es la unidad más pequeña de un elemento químico que mantiene su identidad o sus propiedades y que no es posible dividir mediante procesos químicos. Está formado por partículas aun más pequeñas denominadas partículas subatómicas. La lista de partículas subatómicas que se conocen actualmente consta de centenares: electrones, neutrones, protones, positrones, mesones neutrinos, quarks etc.
A los protones, neutrones y electrones se suele denominar **partículas elementales** debido a que son los responsables de la mayoría de las propiedades de los átomos. Las dos primeras se encuentran en el interior del núcleo y los electrones se encuentran fuera ella en nubes electrónicas llamadas orbítales.
Un átomo es neutro porque el número de protones es igual al número de electrones. Las propiedades y ubicación de las partículas subatómicas fundamentales se encuentran resumidas en el siguiente cuadro

Principales características de las partículas subatómicas

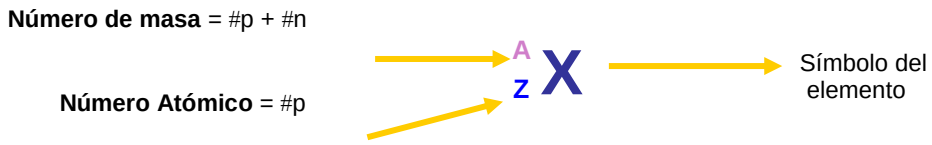
Parte del átomo	Partícula	Símbolo	Masa (g)	Carga (unitaria)
Envoltura	Electrón	e^-	$9{,}109 \times 10^{-28}$	-1
Núcleo 99,9% de la masa del átomo	Protón	p+	$1{,}6726 \times 10^{-24}$	+1
	Neutrón	n	$1{,}6749 \times 10^{-24}$	0

Si observamos la tabla, se verá que el protón y el neutrón tienen aproximadamente la misma masa, pues la diferencia es tan pequeña que resulta insignificante, sin embargo, la diferencia con la masa del electrón es muy significativa. Serian necesarios 1837

electrones para tener una masa equivalente a la masa de un solo protón o neutrón, luego la masa de los electrones equivale a una fracción insignificante en relación a la masa de un átomo.
Puesto que la masa del electrón es despreciable comparada a la de los protones y neutrones, podemos considerar que prácticamente la masa de un átomo viene dada por la suma de sus neutrones y protones que se encuentran en su núcleo

2.2 NOTACIÓN ATÓMICA

Los átomos se identifican por el número de protones y neutrones que contienen. Su representación atómica es:



Número atómico (Z)

El número atómico nos indica el número de protones en el núcleo de un átomo. Se simboliza con la letra Z.
En un átomo neutro la cantidad de protones es igual a la cantidad de electrones.

Z = Número de protones

Los átomos del mismo elemento tendrán igual Z, y los de elementos diferentes, diferente Z.

Número de masa (A)

Es la suma del número de protones y neutrones contenidos en el núcleo.

A = Protones + Neutrones

Ejemplo: El Sodio, tiene contiene 11 protones y 12 neutrones, luego: A =11+12= 23

$$^{23}_{11}\mathrm{Na}$$

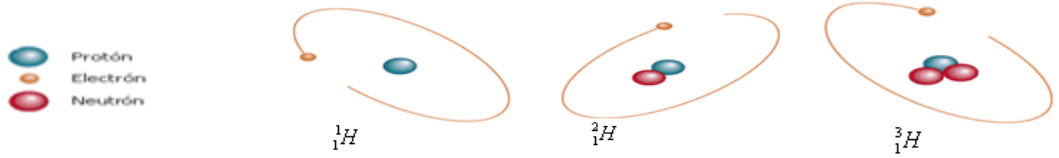
2.3 ISÓTOPOS

En la tabla periódica cada elemento aparece con el valor de su masa atómica. Pero, esta masa atómica generalmente no tiene valores enteros sino con decimales. Lo que sucede

es que la masa atómica de un elemento es en realidad el promedio de las masas de todos sus isótopos naturales en las proporciones en las que existen en la naturaleza.
Entonces, ¿qué son isótopos?
Todos los átomos de un elemento tienen igual número de protones (igual Z), pero no tienen el mismo número de neutrones. Estos átomos que tienen igual número atómico pero diferente número de neutrones se denominan **isótopos.**

ISÓTOPOS DEL HIDRÓGENO

ISOTOPO	PROTIO	DEUTERIO	TRITIO
Protones	1	1	1
Neutrones	**-**	**1**	**2**
Electrones	1	1	1



La mayor parte de elementos tiene varios isótopos. Son átomos del mismo elemento, con una diferencia mínima en la masa, por lo tanto las propiedades físicas y químicas serán muy semejantes.
En medicina el uso de isótopos está muy extendido.

Isótopo	Aplicaciones
^{60}Co	Es un emisor de rayos gamma; estos rayos se usan para destruir células cancerígenas.
^{14}C	Se utiliza para datar muestras.
^{131}I	Este isótopo se usa para tratar el cáncer de tiroides. La glándula tiroidea absorbe el yodo.
^{74}Ar	Usado para localizar tumores cerebrales
^{51}Cr	Se usa en medicina nuclear para determinar el volumen total de eritrocitos
^{99}Tc	Se inyecta en el paciente y este isótopo se concentra en los huesos, de ahí que sea usado en radiodiagnóstico de huesos.

ACTIVIDAD 2.1
TRABAJO EM PAREJAS

1. Para el oxígeno completa los siguientes enunciados:

$$^{16}_{8}O$$

- El número atómico del oxígeno es ……, nos indica el número de …… que se encuentran en el núcleo del átomo.
- En un átomo neutro el número de protones y electrones es igual. Por lo tanto, podemos considerar que el oxígeno tiene …… electrones
- El número de masa nos indica la cantidad de …….. y …… que se encuentran en el núcleo .
- La cantidad de neutrones del oxígeno es ……

2. ¿Cuál es el número de protones, neutrones y electrones de cada uno de los siguientes átomos neutros?

a). $^{40}_{20}Ca$

$p^+ =$

$n =$

$e^- =$

b) $^{19}_{9}F$

$p^+ =$

$n =$

$e^- =$

3. Un átomo de potasio tiene un Z= 19 y 20 neutrones y su notación atómica es:

……..

4. Expresa la notación atómica para un átomo neutro que tiene 18 neutrones y 17 electrones.

……..

5. Los átomos que tienen igual número atómico pero diferente número de neutrones se denominan **isótopos.** La notación atómica de un isótopo del calcio $^{40}_{20}Ca$ que tiene 21 neutrones es: ……..

6. ¿Cuáles de los siguientes átomos son isotopos? ¿por qué?

$^{16}_{8}X$ $^{20}_{10}X$ $^{18}_{8}X$ $^{25}_{13}X$ $^{19}_{8}X$

……

2.4 TEORÍA ATÓMICA Y CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

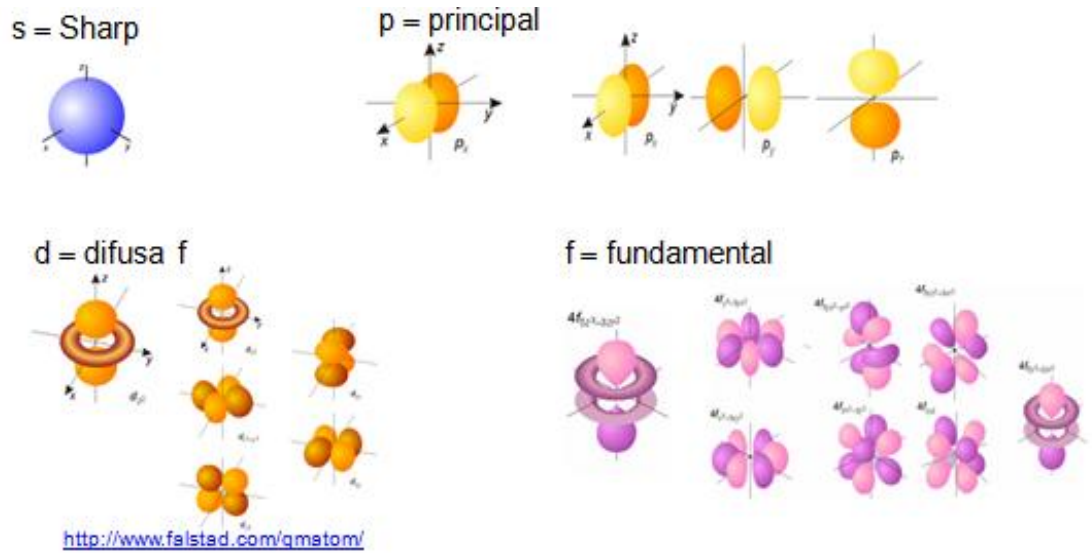
El modelo atómico moderno supone la existencia de un núcleo cargado positivamente, formado por partículas llamadas protones y neutrones, rodeado por electrones cargados negativamente moviéndose en espacios denominados orbitales.

Aunque el conocimiento actual sobre la estructura electrónica de los átomos es bastante complejo, las ideas fundamentales son las siguientes:

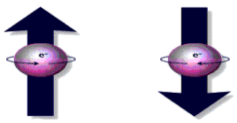
1. Existen 7 **niveles de energía** o capas donde pueden situarse los electrones, Se les denomina con las letras K, L, M, N, O, P, y Q o con los números del 1 al 7. Los niveles aumentan de energía a medida que aumenta la distancia de éstos al núcleo del átomo. Por ello, entre más cercano esté el electrón al centro del átomo, más pequeña es su energía.

2. A su vez, cada nivel tiene sus electrones repartidos en distintos **subniveles de energía** a las que se les designan por las letras s, p, d y f

3. En cada subnivel hay un número determinado de **orbitales** que pueden contener, como máximo, 2 electrones cada uno. El número de orbitales depende del subnivel, así, hay 1 orbital tipo s, 3 orbitales p, 5 orbitales d y 7 del tipo f.



4. **Spin** El electrón se comporta como si estuviera girando sobre un eje, por lo tanto genera un campo magnético.

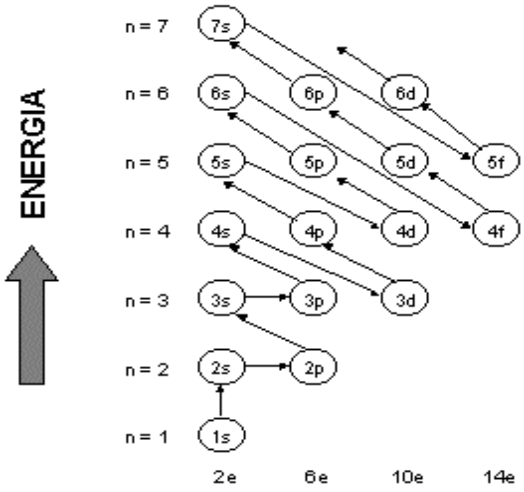


Hay dos posibles valores:

Configuración Electrónica

Las propiedades físicas y químicas de los elementos dependen, fundamentalmente, de su configuración electrónica. Para escribir la configuración electrónica de un elemento se deberán seguir las siguientes reglas

El principio de Aufbau. Permite determinar el orden del llenado de los orbítales. Nos indica que el llenado de los electrones se dará desde la capa de menor energía hasta la de mayor energía.



$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^6\ 6s^2\ 4f^{14}\ 5d^{10}\ 6p^6\ 7s^2\ 5^{f14}\ 6d^{10}\ 7p^6$

$[_2He]$ $[_{10}Ne]$ $[_{18}Ar]$ $[_{36}Kr]$ $[_{54}Xe]$ $[_{86}Rn]$

Ejemplo: La distribución electrónica del $^{27}_{13}Al$ es: **$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^1$**

Nivel de valencia y electrones de valencia

Los electrones en la capa más externa (los que tienen el mayor valor de n) son los más energéticos, y son los que están expuestos a otros átomos. Este nivel es el llamado nivel de valencia. Los electrones en este nivel son los electrones de valencia y tienen una gran importancia, pues son los que participan en las reacciones químicas**.** Los electrones internos, el núcleo (capa interna) no suelen desempeñar un papel en la unión química.

Ejemplo:

La distribución electrónica del $^{27}_{13}Al$ es: **$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^1$**

El nivel de valencia es 3 y la cantidad de electrones de valencia son 3

Diagrama de Orbitales

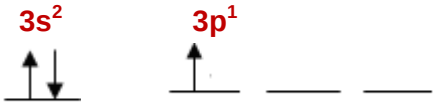
Otra manera de indicar la distribución de los electrones es un diagrama de orbitales. En el que cada orbital está representado por un cuadrado, círculo o un barra y los electrones como flechas apuntando hacia arriba o hacia abajo (que indica el giro de electrones).

Cuando se llenan los electrones en un conjunto de orbitales de igual energía, se debe aplicar la regla de Hund que nos dice que los orbitales de igual energía se van llenando de uno en uno antes de que ocurra el apareamiento.

Considere que hay 1 orbital tipo s, 3 orbitales p, 5 orbitales d y 7 del tipo f.
Ejemplo:

Para el $^{27}_{13}Al$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \mathbf{3s^2\ 3p^1}$

El diagrama de orbitales del nivel de valencia del aluminio es:



Símbolo de Lewis

Lewis, desarrolló una simbología para denotar los electrones de valencia.
Rodeando al símbolo del elemento se representa los electrones con puntos ó cruces:

– Electrones apareados • • ó x x - Electrones desapareados • ó x

Por ejemplo:

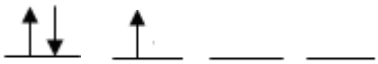
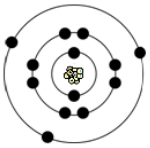
$^{27}_{13}Al$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \mathbf{3s^2\ 3p^1}$	 3s 3p	Símbolo Lewis

Diagrama de Bohr.

Otra manera de indicar la distribución de los electrones es un diagrama Bohr:

Ejemplo, para el $^{27}_{13}Al$



Regla del Octeto

Los gases nobles tienen una alta estabilidad química porque tiene su nivel de valencia completa o con 8 electrones. La mayoría de los átomos tienden a asemejarse a los gases nobles, por ello a través del enlace químico, ganarán, perderán o compartirán electrones para completar ocho en su último nivel energético, esto se conoce como la Regla del Octeto

Es importante considerar, que la regla del octeto es una regla práctica aproximada que presenta numerosas excepciones, pero que sirve para predecir el comportamiento de muchas sustancias.

¿Qué sucede cuando un átomo cede o gana electrones?

Se forman ***iones,*** estos pueden ser ***cationes*** (el átomo cede electrones y se carga positivamente) o ***aniones*** (el átomo gana electrones y se carga negativamente).

Catión: Mg^{+2}
$12\ protones^{+}$
$\underline{10\ electrones^{-}}$
Carga + 2

Anión: Cl^{-1}
$17\ protones^{+}$
$\underline{18\ electrones^{-}}$
Carga - 1

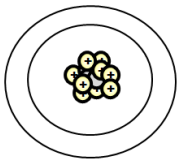
ACTIVIDAD 2.2
TRABAJO EM PAREJAS

1. Sobre el Litio $^{7}_{3}Li$ y el potasio $^{39}_{19}K$, complete la siguiente tabla con los datos solicitados

	$^{7}_{3}Li$	$^{39}_{19}K$
Composición atómica		
Configuración electrónica		
Nivel de valencia		
Electrones de valencia		
Carga del ion más estable		

Observando la tabla ¿cree que ambos elementos tendrán propiedades similares? ¿Por qué?

2. Imagina un átomo de potasio $^{40}_{19}K$ en su estado basal (neutro), que luego dona el electrón de su nivel de valencia ¿Qué sucede con el tamaño de este ión respecto al neutro?. Grafique usando el Diagrama de Bohr.



3. Indique la relación correcta con respecto a los radios atómicos:
   a) $Mg_{12} > Ca_{20}$ b) $O_8 > N_7$ c) $Sr_{38} > Ca_{20}$ d) $Al_{13} > Na_{11}$

4. Con respecto al tamaño, coloque el signo mayor o menor según corresponda:
   Na …….Na^{+} Cl …… Cl^{-1} Ca …….Ca^{+2} P^{-3} …….. P

CONSOLIDA TUS CONOCIMIENTOS 2

Habilidades:

- Representa a los átomos mediante notación atómica
- Analiza la distribución electrónica, identifica el nivel de valencia de los principales bioelementos y los representa con su símbolo Lewis y diagrama de orbitales de Bohr
- Fundamenta la formación de aniones y cationes

1. La naturaleza atómica de la materia es algo que hoy aceptamos con suma facilidad, sin embargo, la comprensión del mundo microscópico entrañó muchas teorías. Representa con un dibujo cada modelo atómico

Demócrito y Leucipo	Dalton	Thomson	Rutherford	Borh	Schrôdinger

2. Si se tiene el oligoelemento $^{27}_{13}Al$ y pierde 3 electrones ¿Cuál será su composición atómica y su representación? ¿Es un átomo neutro, catión ó anión?

……

……

……

3. Si se tiene el oligoelemento $^{18}_{9}F$ y gana 1 electrón ¿Cuál será su composición atómica y su representación? ¿Es un átomo neutro, catión ó anión?

……

……

……..

4. El Hierro-56 radioactivo ($_{26}Fe^{56}$), se usa para medir la rapidez de formación de los glóbulos rojos. ¿Cuál será su composición atómica y su representación? Si pierde 2 electrones ¿se forma un catión ó un anión?

……

……

……..

5. Para un átomo con 12 electrones, 10 protones y un número de masa de 22 se pide:

a) ¿Cuál es la carga eléctrica del átomo?	
b) ¿Cuántos neutrones tiene?	
c) ¿Cuál es el número atómico?	
d) Escriba su representación atómica	

6. Indiqué el número de neutrones, protones y electrones en cada una de las especies químicas. ¿Cuáles son isótopos?

Partícula	$^{127}_{53}I$	$^{66}_{30}Zn$	$^{56}_{26}Fe^{+2}$	$^{128}_{53}I$	$^{14}_{7}N^{-3}$	$^{27}_{13}Al^{+3}$
Protones						13
Electrones						
Neutrones						14
Z						
A						
Carga						+3

7. De los 108 elementos que se hallan en la corteza terrestre, sólo unos 23 se encuentran en los seres vivos cumpliendo determinadas funciones.

La tabla siguiente nos muestra a estos elementos
Bioelementos y Oligoelementos

Bioelementos		**Oligoelementos**	
Primarios (92,6%)	Secundarios (4,5%)	Indispensables	Variables
O	Na^+	Mn	B
C	K^+	Fe	Al
H	Mg^{2+}	Co	Cr
N	Ca^{2+}	Cu	F
P	Cl^-	Zn	I
S			Si

Es sumamente importante el conocimiento de la estructura atómica de estos elementos. Desarrolla la configuración electrónica de todos los elementos primarios y secundarios.

Z	Símbolo	Configuración electrónica del nivel de valencia	Cantidad de electrones de valencia	Carga del ión más estable

Conceptos Claves

- Las propiedades de los elementos químicos dependen de su ……..
- Los átomos pueden ganar o perder electrones (nivel de valencia) formando ……respectivamente...
- El nivel de valencia y los electrones de valencia permite ubicar a los elementos en la ……..

UNIDAD 1

CONCEPTOS FUNDAMENTALES

Tabla Periódica

UPC
UNIVERSIDAD PERUANA DE CIENCIAS APLICADAS
Laureate International Universities

UNIDAD 1
CONCEPTOS FUNDAMENTALES

TABLA PERIÓDICA

El ordenamiento de los 118 elementos (92 de los cuales se producen en forma natural) en la tabla periódica no fue hecho al azar, sino más bien es el fruto de un gran número de intentos por agruparlos de acuerdo a sus propiedades. En el presente siglo se descubrió que las propiedades de un elemento químico es función periódica de su número atómico Z.

Ley Periódica de los Elementos

"Las propiedades de los elementos químicos no son arbitrarias sino que dependen de la estructura de sus átomos y varían periódicamente con su número atómico " (Z)

La tabla periódica es entonces un formato donde se presentan todos los elementos que existen en la naturaleza, tanto naturales como creados artificialmente, ordenados de acuerdo a sus **números atómicos.**

	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB			VIIB	IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIA
1	1 H																	2 He
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
6	55 Cs	56 Ba	57 to 71	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Ti	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
7	87 Fr	88 Ra	89 to 103	104 Rf	105 Ha	106 Sg	107 Ns	108 Hs	109 Mt									

57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

El nombre de "Tabla Periódica" se debe a que los elementos organizados de esta manera presentan un patrón periódico de sus propiedades: elementos en el mismo grupo tienen propiedades químicas similares.

La Tabla Periódica resulta así una herramienta útil que correlaciona las propiedades de los elementos de una forma sistemática, y ayuda a hacer predicciones con respecto al comportamiento químico de los elementos.

3.1 CARACTERISTICAS DE LA TABLA PERIÓDICA MODERNA

La disposición de los elementos de la tabla periódica depende de su estructura atómica.

1. La tabla periódica moderna de los elementos tiene 18 columnas verticales, llamadas **grupos** y 7 filas horizontales, llamadas **periodos**. Las dos filas que se encuentran en la porción inferior son parte de los períodos de 6 y 7.

- **Grupo (columna).-** está formado por los elementos que presentan configuraciones electrónicas similares (cuentan con la misma cantidad de electrones de valencia). Por lo tanto, los elementos que forman parte de la misma columna tendrán propiedades similares.

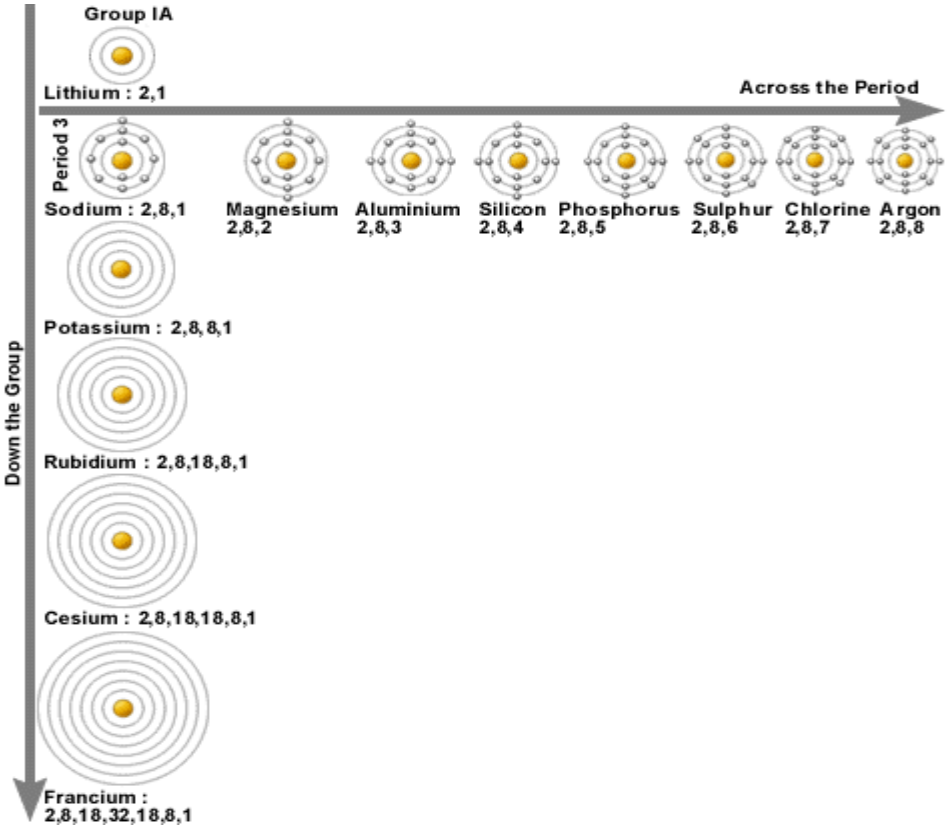
  Ejemplo: los elementos del grupo IA, los metales alcalinos, tienen un solo electrón de valencia y sus propiedades son similares (reactividad química, la formación de óxidos, brillo metálico, etc).

- **Periodo (fila).-** está formado por los elementos que tienen en común el presentar igual cantidad de niveles de energía rodeando el núcleo del átomo.

  Los elementos que pertenecen al mismo periodo muestran un aumento de la cantidad de electrones de valencia.

  Los elementos que están en el mismo periodo tienen propiedades químicas diferentes.

  La siguiente figura nos muestra estas características:



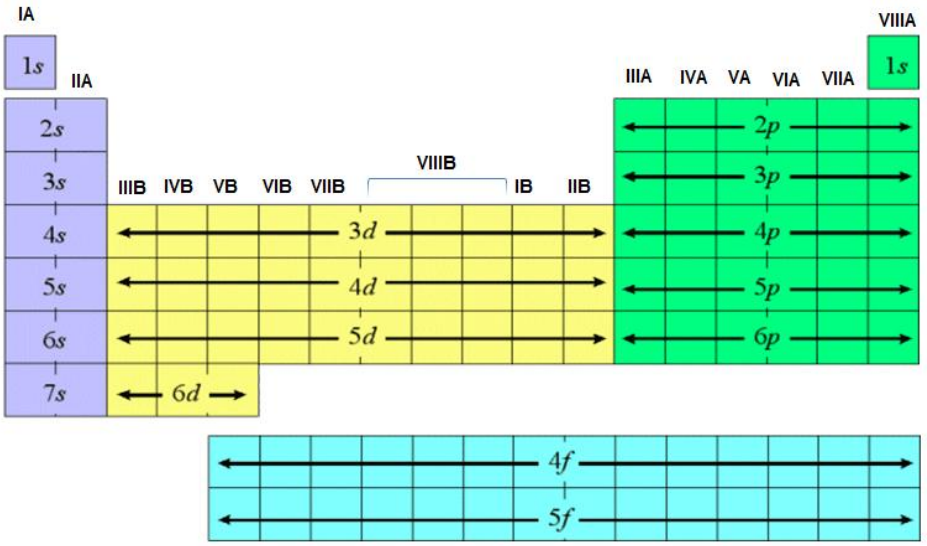
http://educationalelectronicsusa.com/c/class_elem-V.htm

Tomado el 01/08/2012

2. Hay 18 grupos de la tabla periódica y se divide en grupo A y B.

- **Los grupos A** están situados a ambos extremos y están formados por los elementos representativos y los gases nobles.
- **Los grupos B** están situados en el centro de la tabla y están formados por los metales de transición y los elementos de transición interna

En la tabla periódica los elementos están distribuidos por bloques según los orbitales que son ocupados y se dividen en:



Elementos representativos (A): configuración electrónica termina en el orbital s o p
Elementos de transición (B): cuya configuración electrónica termina en el orbital d o f

NOMBRE DE LOS GRUPOS

Bloque	Grupo	Nombres de los Grupos de la Tabla Periódica	Configuración Electrónica
S	IA	Alcalinos	$n\ s^1$
	IIA	Alcalino-térreos	$n\ s^2$
P	IIIA	Térreos	$n\ s^2\ p^1$
	IVA	Carbonoideos	$n\ s^2\ p^2$
	VA	Nitrogenoideos	$n\ s^2\ p^3$
	VIA	Anfígenos	$n\ s^2\ p^4$
	VIIA	Halógenos	$n\ s^2\ p^5$
	VIIIA	Gases nobles	$n\ s^2\ p^6$
D	IB-VIIIB	Elementos de transición	$n\ s^2(n–1)d^{1-10}$
F		Elementos de transición interna (lantánidos y actínidos)	$n\ s^2\ (n–1)d^1(n–2)f^{1-14}$

Los elementos representativos: Grupos IA-VIIIA

Estos elementos tienen propiedades que son relativamente predecibles sobre la base de sus posiciones en la tabla:

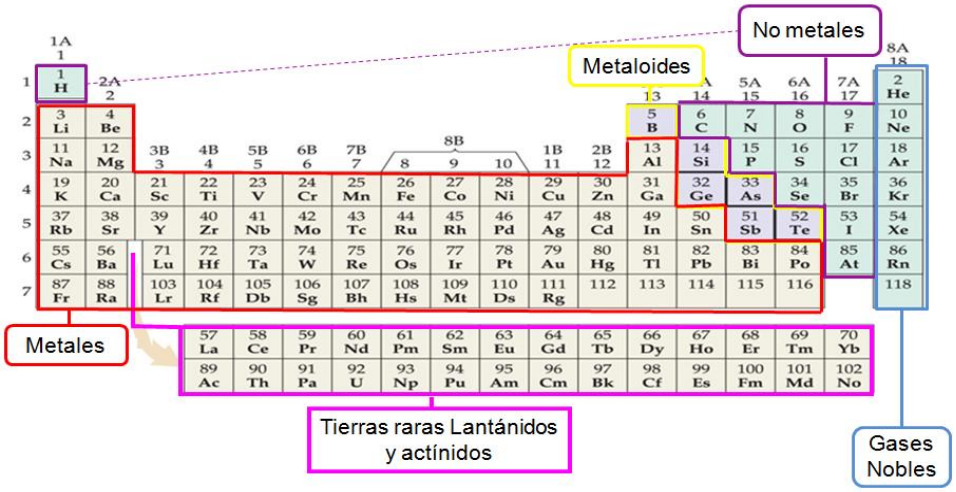
- **Grupo IA - Metales alcalinos.-** Presentan 1 electrón en el nivel de valencia. Son metales blandos, poseen brillo, reaccionan rápidamente con agua para formar soluciones básicas (alcalina). Estos elementos son altamente reactivos, y generalmente se encuentran en la naturaleza formando parte de compuestos, y no en sus formas elementales.
  Nota: Aunque en la parte superior del Grupo IA, se encuentra el hidrógeno, este elemento no se considera como metal alcalino.
- **Grupo IIA - Metales alcalinos térreos** Presentan 2 electrones en el nivel de valencia. Son metales brillantes, metales plateados y reactivos. Son menos reactivos que los metales alcalinos, se suelen encontrar en forma elemental.
- **Grupo VIIA - Los Halógenos**, son no metales corrosivos. Los halógenos: F_2, Cl_2, Br_2 y I_2 al estado natural se encuentran como moléculas diatómicas. Tienen tendencia a formar aniones (haluros).
- **Grupo VIIIA, Gases nobles** son gases monoatómicos: He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn. Poseen 8 electrones en el nivel de valencia (He tiene sólo dos electrones en la capa exterior) químicamente estables y no reaccionan con otros elementos

Los Metales de Transición – Grupos IB-VIIIB

Los metales de transición presentan una gama muy amplia de propiedades, color, reactividad, etc

- Los lantánidos, también llamados como tierras raras. Son los elementos del 58-71 y la mayoría de éstos no son muy conocidos, aunque algunos tienen aplicaciones industriales y de investigación.
- Los elementos actínidos del 90 al 103. La mayoría de ellos son altamente radiactivos, o se sintetizan en los aceleradores de partículas.

3. En general la Tabla Periódica se divide en tres grades grupos. En la parte izquierda se encuentran los elementos denominados **metales** (excepto el hidrógeno, es un no metal) y en la parte derecha los **no metales**. Los elementos fronterizos tienen un carácter intermedio entre metálico y no metálico llamados **metaloides.**



Metales	No Metales
1. Buenos conductores de electricidad y calor. 2. Presentan brillo metálico 3. Son maleables (se puede martillar en hojas delgadas). 4. Son dúctiles (puede ser convertido en alambre). 5. Son sólidos a temperatura ambiente (excepto el mercurio). 6. Tienden a perder electrones (oxidación) para formar CATIONES.	1. Son malos conductores del calor y la electricidad. 2. Carecen de brillo 3. No son maleables 4. No son dúctiles. 5. Tienden a ganar electrones (reducción) para formar ANIONES.

Los metaloides tienen propiedades intermedias entre metales y no metales. Varios de los metaloides son semiconductores, que conducen la electricidad, en circunstancias especiales (Si, Ge).

ACTIVIDAD 3.1
TRABAJO GRUPAL

1. Completa los siguientes enunciados:
   a) En la tabla Periódica Moderna las columnas verticales son los …… y las filas los…….

   b) Un elemento cuya configuración electrónica es $1s^2,2s^2\ 2p6\ 3s^2\ 3p^5$, está ubicado en el Periodo……..y grupo …….

   c) El siguiente elemento: $_{40}E^{20}$. Pertenece al periodo …….. y grupo ……

2. Los elementos en un mismo grupo o familia, se caracterizan por presentar ……..

3. Relacione:

A. Elementos representativos	Sub nivel d	( )
B. Elementos de transición	Sub niveles s,p	( )
C. Elementos de transición interna	Sub niveles s,p completos	( )
D. Gases nobles	Sub nivel f	( )

4. Un elemento de configuración : $1s^2,2s^2,2p^2$ será:
   a) Metal b) No metal c) Alcalino d) Alcalino- terreo

5. ¿Cuál o cuáles de las siguientes parejas tendrá propiedades similares? Indique por lo menos dos propiedades comunes.

   a) $_{1}H$, $_{12}Mg$ b) $_{16}S$, $_{8}O$ c) $_{30}Zn$, $_{34}Se$ d) $_{17}Cl$ y $_{18}Ar$ e) NA

3.2 PROPIEDADES PERIÓDICAS

Analicemos algunas de las propiedades periódicas. Lo que vamos a aprender de un período o de un grupo será válido para todos los demás períodos o grupos.

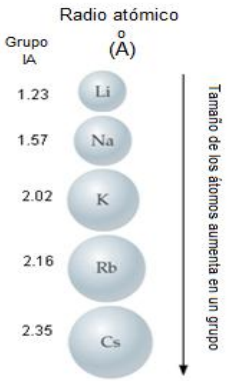
Radio atómico

Muchas veces solemos pensar que los átomos son objetos esféricos con límites bien definidos. Sin embargo, la mecánica cuántica, nos dice es que el átomo no tiene límites definidos que determinen su tamaño, por lo que el radio atómico es difícil de definir.
El tamaño o radio atómico se suele definir como la distancia media entre los electrones externos y el núcleo. Se suele expresar en angstroms (1Angstroms = 1×10^{-10}m)

¿Qué sucede con el radio atómico? ¿En qué sentido aumenta?

- **Dentro de un mismo periodo**, varía de manera irregular, pero en general, disminuye a medida que aumenta el número atómico, pues estamos en un mismo nivel, y la carga nuclear, que aumenta, atrae con más fuerza a los electrones periféricos.

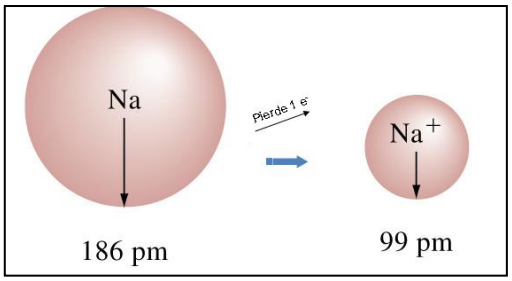
- **Dentro de un mismo grupo,** el radio atómico aumenta con el número atómico, ya que el número de niveles aumenta en el mismo sentido.

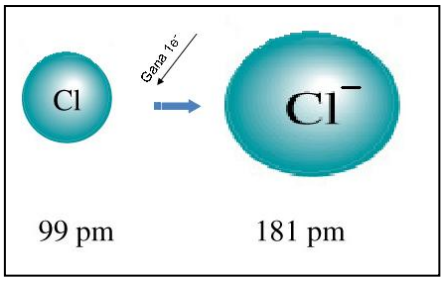


Radio iónico

Cuando un átomo gana o pierde un electrón se forma un ión de radio diferente al átomo neutro.

Catión **Anión**





- El radio iónico de un **catión** (ha perdido electrones) es menor que el radio del átomo del que derivan, ya que el núcleo atrae con más fuerza al haber menos electrones.

- El radio iónico de un **anión** (ha ganado electrones) es mayor que el radio del átomo del que derivan, aumentando su tamaño con la carga negativa, debido a que la repulsión por la adición de un electrón aumenta.

- La tendencia del radio iónico es inversa que la tendencia del radio atómico.

Energía de Ionización (EI)

La **energía de ionización**, es la energía mínima que se debe suministrar a un átomo en estado gaseoso, neutro y en su estado fundamental para extraerle un electrón convirtiéndolo en un ión positivo.

Átomo gaseoso + Energía (energía ionización) → Ion positivo gaseoso + e

$Li_{(g)} + 520\ kJ \rightarrow Li^{+}_{(g)} + 1e^-$

$K_{(g)} + 419\ kJ \rightarrow K^{+}_{(g)} + 1\ e^-$

$Cl_{(g)} + 1251\ kJ \rightarrow Cl^{+}_{(g)} + 1e^-$

- **Dentro de un mismo grupo**, la energía de ionización disminuye a medida que aumenta el número atómico, ya que los últimos electrones están más alejados del núcleo y a su vez, los electrones de las capas interiores ejercen un efecto de pantalla de la atracción nuclear sobre los electrones periféricos.

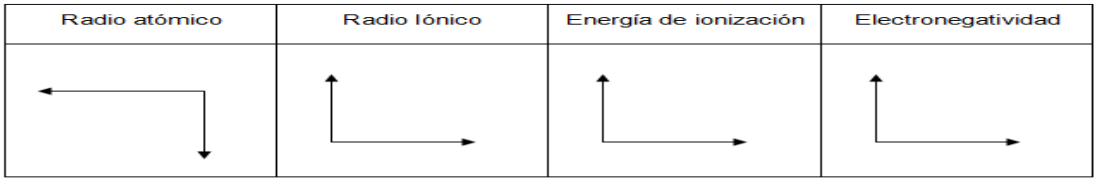
- **Dentro de un mismo periodo,** la energía de ionización aumenta a medida que aumenta el número atómico, ya que la carga nuclear aumenta y atrae con más fuerza a los electrones periféricos.

Electronegatividad

La **electronegatividad,** es la capacidad que tiene un átomo para atraer hacia sí el par (o pares) de electrones compartidos en el enlace químico. En la escala de Pauling el mayor valor relativo de electronegatividad es 4 ev.

- La escala de electronegatividades es muy útil para predecir qué tipo de enlace se producirá entre dos elementos.
- Dentro de cada grupo, la electronegatividad disminuye a medida que aumenta el número atómico.
- Los elementos más electronegativos son los no metales y los menos electronegativos son los metales. El Flúor, es el elemento que es más electronegativo.

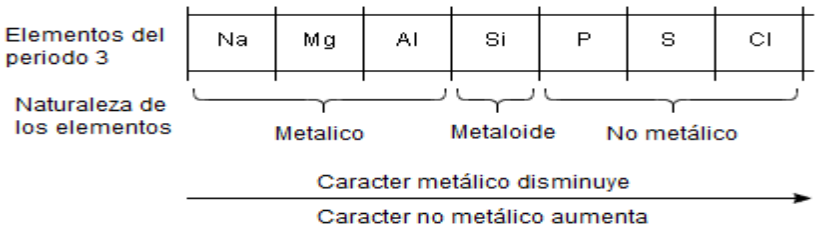
Propiedades - Tendencias



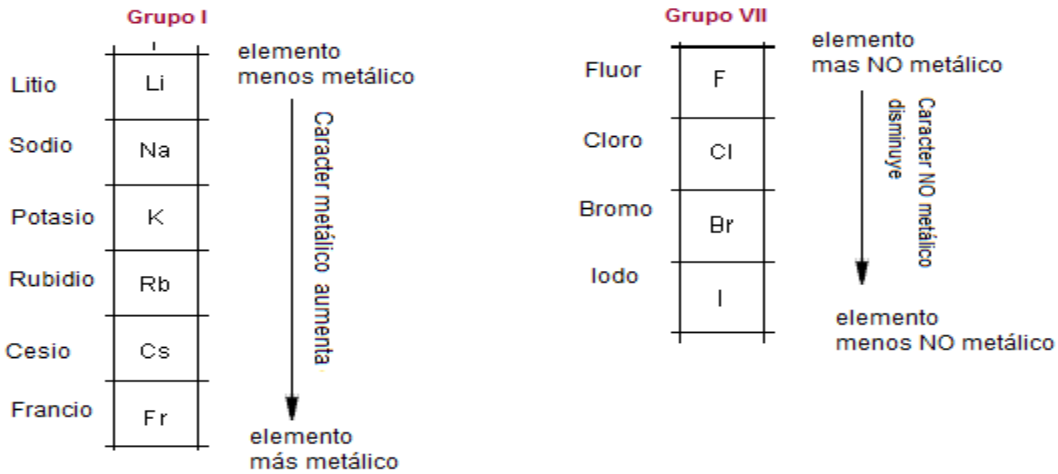
Carácter metálico

Ahora, consideremos el carácter metálico de los elementos.

- **Dentro de un mismo periodo** el carácter metálico disminuye de izquierda a derecha.
  Ejemplo:
  En el tercer período, el sodio (Na) y magnesio (Mg) pierden con facilidad los electrones del nivel de valencia, son brillantes y conducen la electricidad.
  El silicio (Si) se comporta como un metal o un no metal, por lo tanto, se le llama metaloide. Después de Si, vienen tres elementos: fósforo (P), azufre (S) y cloro (Cl). Todos los tres son elementos no metálicos.



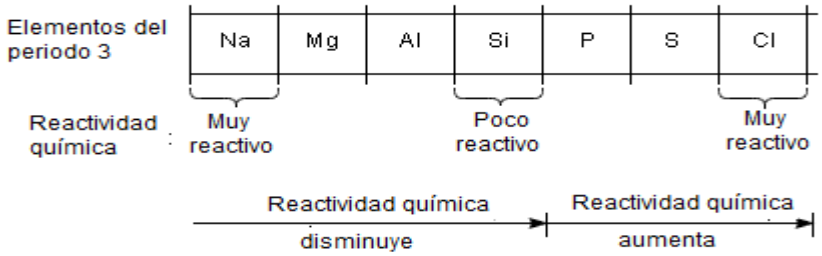
- **Dentro de un mismo grupo,** el carácter metálico aumenta al ir de arriba a abajo en los grupos metálicos. Para los grupos no metálicos, la naturaleza no-metálico disminuye al ir de arriba abajo.



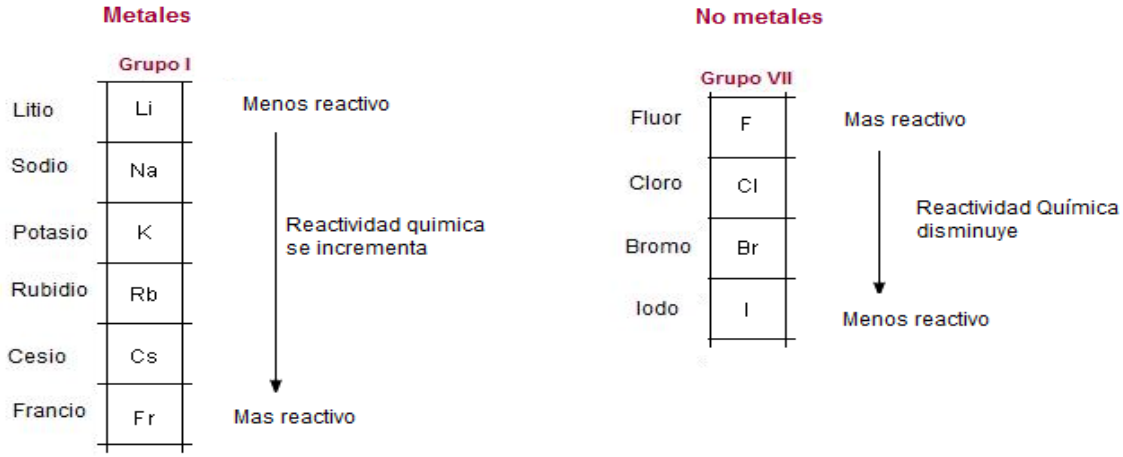
Reactividad Química

En cuanto a la reactividad química se refiere, podemos ver que:

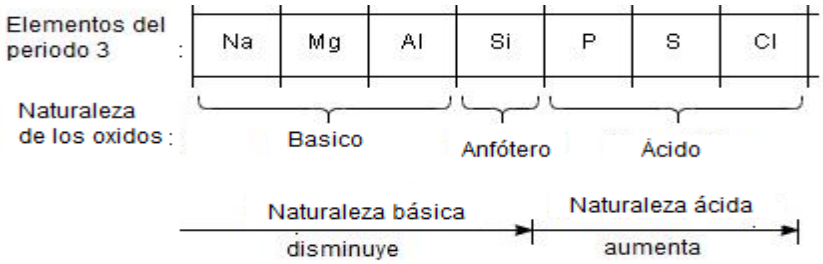
- **Dentro de un mismo periodo,** la reactividad química es mayor en los dos extremos y es la más baja en el centro. La reactividad de la extrema izquierda es más electro-positivo, mientras que en la extrema derecha es más electro-negativo. Como vimos anteriormente, la reactividad química depende de la facilidad con la que el nivel de valencia pierde electrones o gana para obtener una órbita estable. Los dos extremos del tercer periodo, es decir, Na y Cl son muy reactivos. Pero generalmente el Na es muy electro-positiva y el Cl es muy electro-negativo.



- **Dentro de un mismo grupo,** la reactividad química aumenta al ir de arriba a abajo en un grupo para los grupos metálicos. Para no metálicos grupos, la reactividad química disminuye mientras que va de arriba a abajo.



- Si seguimos observando los elementos del periodo 3, podemos ver que los óxidos formados por los elementos sodio y magnesio, son de naturaleza básica. En el otro extremo, los óxidos de cloro, azufre y fósforo son de naturaleza ácida.
  El silicio tiene óxidos que se comportan de manera tanto ácido como básica, dependiendo de las condiciones de oxidación. Tales óxidos se dice que son anfóteros en la naturaleza.



ACTIVIDAD 3.2
TRABAJO EM PAREJA

1. ¿Qué átomo es más grande, C o N?
   - El Mg o el Ba
   - El Al o el S

2. ¿Quién tiene mayor radio iónico: Cl o Cl^{-1} ?
   a) El átomo neutro b) El catión c) El anión d) Son iguales e) NA

3. Una membrana altamente selectiva permite el ingreso de partículas menores de 1,30 Angstrom. ¿Qué átomo ó ion podrá atravesar con mayor facilidad dicha membrana?
   (Dato: El átomo de magnesio tiene un radio atómico de 1,3 Angstrom)
   a) K b) Ca c) Mg^{+2} d) Br^{-} e) NA

4. ¿Quién tiene mayor E.I, el litio, el sodio o el potasio
   a) Li b) Na c)K d) Tienen igual EI

5. El elemento más electronegativo es :
   a) Cloro b)Neón c) Francio d) Flúor

6. Marque la afirmación correcta:
   a) El He es el elemento más electronegativo de la tabla periódica.
   b) El Magnesio es más electronegativo que el cloro.
   c) El oxígeno es menos electronegativo que flúor.
   d) Los metales son más electronegativos que los no metales.

7. ¿Quién tiene mayor carácter metálico, el Litio, el flúor o el aluminio?

   ……

8. ¿Quién tendrá mayor reactividad química el sodio o el potasio?

   .....

CONSOLIDA TUS CONOCIMIENTOS 3

Habilidades:

- Describe la tabla periódica y lo relaciona el nivel y electrones de valencia de un elemento con su ubicación en la TP
- Describe las propiedades periódicas de los elementos: radio atómico, energía de ionización, electronegatividad carácter metálico, etc

1. Del siguiente grupo de elementos: Li, C, N, O, F
   a) ¿Cuáles son metales y cuáles no metales?
   b) ¿En qué grupos y que periodos están ubicados?
   c) ¿Ordénelos en orden creciente al radio atómico?
   d) ¿Cuál es el más electronegativo?

2. Para los elementos: K, Ca, Ne, Cl, N ¿Cuales forman aniones y cuales cationes? Explique el porqué de sus respuestas.
   ……
   ……
   ……
   ……
   ……

3. ¿Quién presenta mayor radio atómico Calcio o Bromo? ¿Por qué?
   ……
   ……
   ……
   ……
   ……

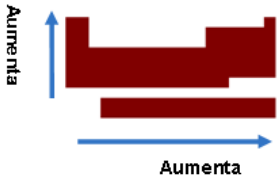
4. Marque la afirmación incorrecta:
   a) El Fe es un metal de transición
   b) El Xenón presenta 8 electrones de valencia
   c) El fosforo es metaloide
   d) El azufre en un no metal

5. Escriba el nombre correcto, del ión más probable de los siguientes elementos (si hay más de 1 ión probable, escriba todos):
   a) el elemento del grupo 3 período 4 ..……..
   b) el halógeno del tercer período ..……..
   c) el alcalino térreo del quinto período ..……..
   d) el elemento más parecido al oxígeno ..……..
   e) el elemento empleado en la antigüedad para asesinar a los reyes ..……
   f) el elemento líquido diferente al mercurio ..……..
   g) el elemento que se eliminó de la gasolina ..……..

6. ¿Qué característica presentan los metales?
   a) Forman aniones
   b) Llenan subniveles “d” de energía
   c) Forman cationes
   d) Llenan subniveles “f”

7. Marque la relación verdadera para los siguientes grupos de la Tabla Periódica.
   a) Anfígenos np^2
   b) Halógenos np^5
   c) Alcalino Térreos np^1
   d) Gas Noble ns^2
   e) Metales alcalinos ns^1

8. ¿Qué propiedad varía según el esquema?
   a) Electronegatividad
   b) Radio atómico
   c) Numero de masa
   d) Valencia
   e) NA



Conceptos Claves

- En la Tabla periódica, los elementos están ubicados en orden de acuerdo a …….
- Los periodos están formados por un conjunto de elementos que tienen en común el presentar …… rodeando el núcleo del átomo.
- Los grupos están formados por elementos que poseen igual ……., por lo tanto, tienen propiedades físicas químicas ……
- Las propiedades de los elementos varían en forma……
- La tabla se divide en los tres grandes grupos: …… …….

UNIDAD 1

CONCEPTOS FUNDAMENTALES

Enlace Químico

UNIDAD 1
CONCEPTOS FUNDAMENTALES
FUERZAS MOLECULARES

Actualmente, se conocen alrededor de 109 elementos químicos cuyas propiedades las podemos deducir a partir de la tabla periódica. Pero, si observamos a nuestro alrededor, nosotros estamos rodeados no solo de elementos puros sino también de compuestos o de mezclas de ellos.

Así pues, se conocen miles de compuestos inorgánicos y millones de compuestos orgánicos debido a que todos los elementos químicos, con excepción de los gases nobles, tienen a combinarse para formar compuestos estables.

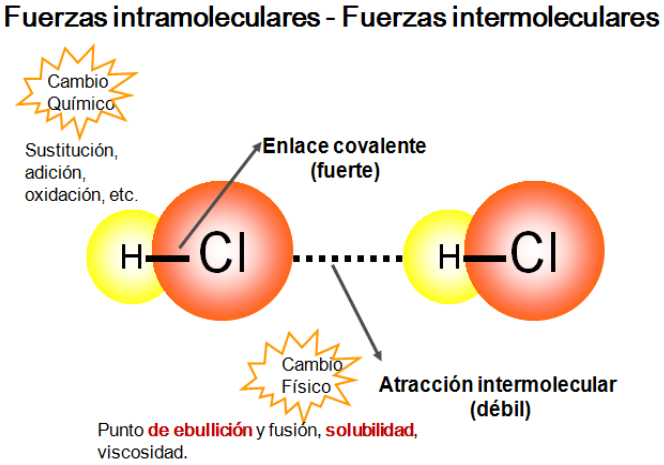
Los átomos de diferentes elementos se combinan en proporciones fijas y definidas para formar compuestos. Estos compuestos por lo general presentan propiedades muy diferentes a los elementos de los cuales están formados. Por ejemplo: El flúor en condiciones normales de presión y temperatura, es un gas diatómico (F_2), de color amarillo muy reactivo y el sodio es un metal alcalino blando, untuoso, de color plateado, se oxida en presencia de oxigeno y reacciona violentamente con el agua. En cambio, la sal fluoruro de sodio NaF que forman, es un sólido blanco, soluble en agua que es usado para la prevención de caries dentales.

Entonces ¿de qué dependerán las propiedades de estas sustancias?

Las propiedades de estas sustancias dependen de las fuerzas moleculares:

- Enlace Químico (Fuerzas intramoleculares).
- Fuerzas intermoleculares.

El enlace químico explica el mantenimiento de la unidad estructural de un compuesto la cual solo puede ser alterada **por un cambio químico**. Además de esta fuerza, entre las moléculas se da una serie de interacciones, mucho más débiles (dipolo dipolo, London, puentes de hidrógeno) las que generalmente son responsables de las propiedades físicas de los compuestos el punto de ebullición, punto de fusión y la solubilidad son las propiedades físicas de especial importancia en nuestro organismo.



4.1 ENLACE QUÍMICO

El enlace químico, es la fuerza que mantiene unidos a los átomos de un compuesto. La unión o enlace entre los átomos tiene su origen en la estructura electrónica de los mismos.
Los elementos químicos tienden a adquirir, mediante su unión con otros átomos, una configuración electrónica más estable, similar a la de los gases.
Es común clasificarlos en tres tipos principales de enlaces químicos: iónico, covalente y metálico.
Aunque dichos enlaces tienen propiedades bien definidas, la clasificación no es rigurosa, existiendo una transición gradual de uno a otro, lo que permite considerar tipos de enlace intermedios.

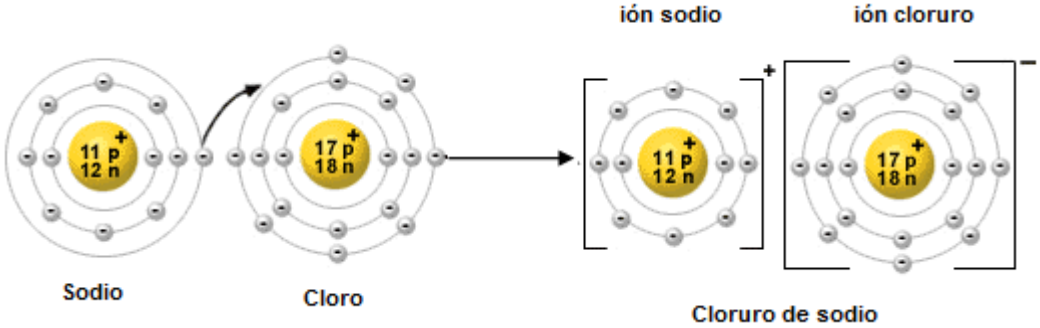
Enlace iónico

Este enlace se produce cuando átomos de elementos metálicos de baja electronegatividad (especialmente los elementos del grupo IA y IIA de la tabla periódica) se encuentran con átomos de elementos no metálicos de elevada electronegatividad (los elementos de los grupos VIA y VIIA de la tabla periódica).

En este caso los átomos del metal ceden electrones a los átomos del no metal, transformándose en iones positivos (catión) y negativos (anión), respectivamente. Al formarse iones de carga opuesta éstos se atraen por fuerzas eléctricas intensas, quedando fuertemente unidos dando lugar a los compuestos iónico. Estas fuerzas eléctricas se denominan enlaces iónicos.

Por lo general, este tipo de enlace se forma cuando la diferencia de electronegatividades es mayor o igual a 1,7. A mayor diferencia de electronegatividad, mayor será el carácter iónico del enlace.

Ejemplo: La reacción entre el metal sodio y el no metal cloro, para formar el cloruro de sodio.



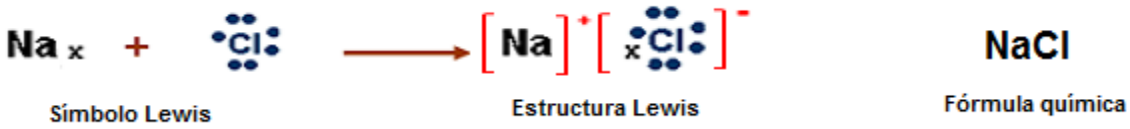
EN_{Na}= 0.9 EN_{Cl} = 3

$\Delta EN > 1,7$

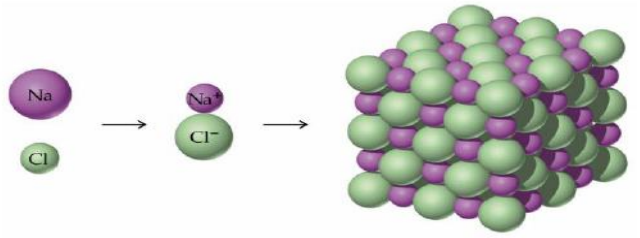
Ambos átomos se unen para adquirir configuraciones más estables similares a la de los gases nobles:

Elemento	Estructura electrónica del átomo	Estructura electrónica del ión	Estructura electrónica del gas noble
Sodio, $_{11}$ Na	Na: $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^1$	Na^+: $1s^2, 2s^2, 2p^6$	Ne: $1s^2, 2s^2, 2p^6$
Cloro, $_{17}$Cl	Cl:$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^5$	Cl^-:$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6$	Ar: $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^5$

Utilizando la estructura Lewis la formación del cloruro de sodio se puede escribir de la siguiente manera:

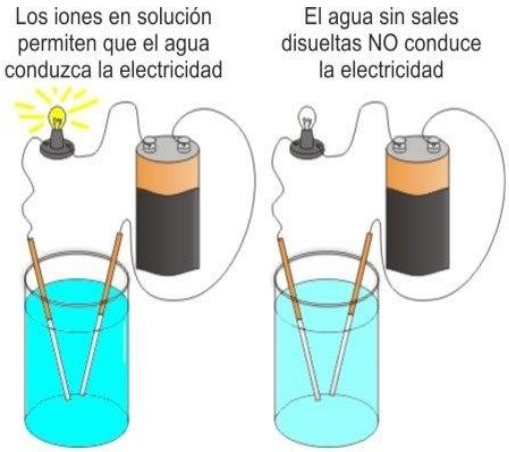


Las cargas opuestas se atraen y se compensan por el principio de electro neutralidad. Debemos observar que el enlace iónico no es realmente un enlace como tal. Al tener cargas opuestas, los iones se atraen unos a otros de igual forma que los polos opuestos de un imán. Además, se debe observar el cambio del tamaño de los iones



Propiedades generales de los compuestos iónicos

- Sólidos a temperatura ambiente.
- Generalmente puntos de ebullición y fusión muy altos, pues para separarlos hay que deshacer todo el edificio cristalino, el cual presenta una elevada energía reticular.
- Generalmente son solubles en agua
- Al estado sólido, no conducen la corriente eléctrica
- Fundidos o disueltos en agua son buenos conductores de la corriente eléctrica


Los iones en solución permiten que el agua conduzca la electricidad
El agua sin sales disueltas NO conduce la electricidad

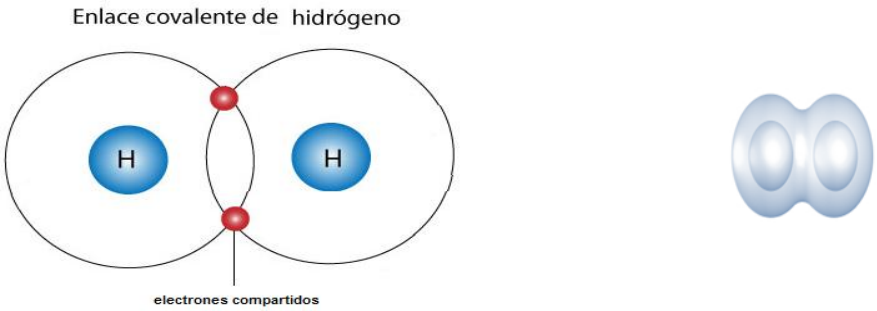
Fuente:
http://84d1f3.medialib.glogster.com/media/a0/a0e418d8c14cb89d0794959e902a14ba622d34da8995c2a04567cfd46a2fa3c1/conductividad-y-concentracion-salina.jpg

Enlace covalente

El segundo tipo de enlace químico se da cuando no existe suficiente diferencia de electronegatividad para que exista una transferencia completa de electrones.
Este tipo de enlace se da entre elementos **no metálicos** que presentan electronegatividades iguales o similares. En lugar de transferir completamente los electrones, estos átomos tienden a compartir electrones para lograr su estabilidad (completando el octeto).

Ejemplo:

- **El H_2** es una molécula formada por dos átomos de hidrógeno mediante un enlace covalente.



Utilizando la estructura Lewis la formación del H_2 se puede escribir de la siguiente manera:

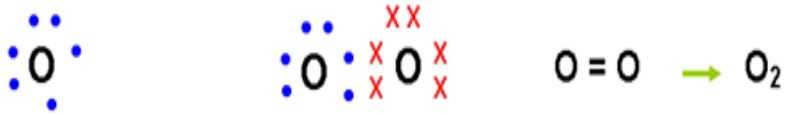
- **El Cl_2** es una molécula formada por dos átomos de cloro mediante un enlace covalente.

$_{17}$Cl $1s^2, 2s^2, 2p^6, \mathbf{3s^2, 3p^5}$

Utilizando la estructura Lewis la formación del Cl_2 se puede escribir de la siguiente manera:

Al compartir el par de electrones, ambos átomos de cloro completan su octeto logrando así su estabilidad. Cada par de electrones comunes a dos átomos se llama doblete electrónico. (X •) y se representa por un guión (-) **Cl-Cl o Cl_2**

Debemos observar que no siempre se comparte un único par de electrones; pueden compartirse dos y hasta tres pares. En ese caso, tenemos los enlaces múltiples. Por ejemplo el oxígeno:

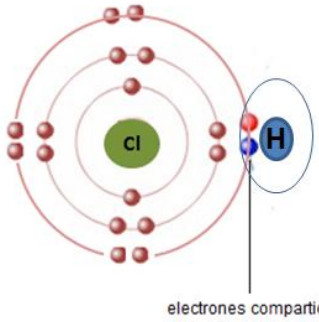


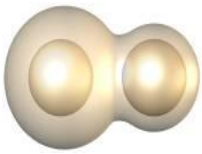
- El HCl es una molécula formada por un átomo de cloro y uno de hidrógeno mediante un enlace covalente:

$_{1}H$ $1s^1$
Electronegatividad: 2,1

$_{17}Cl$ $1s^2, 2s^2, 2p^6, \mathbf{3s^2, 3p^5}$
Electronegatividad: 1,7

Enlace covalente HCl





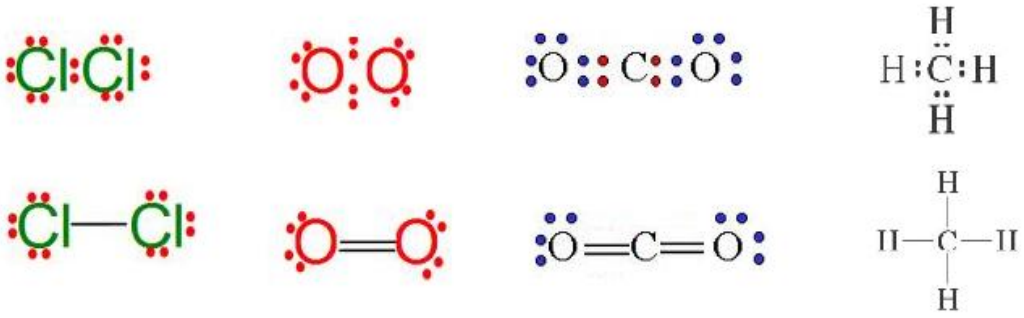
Utilizando la estructura Lewis la formación del HCl se puede escribir de la siguiente manera:

En los dos primeros ejemplos los electrones se comparten de manera equitativa entre dos átomos (la nube electrónica está distribuida de forma homogénea). En el ejemplo 3, no es así, uno de los átomos ejerce una atracción mayor sobre los electrones de enlace, que el otro (la nube electrónica está más concentrada en cierta zona).

Polaridad de las moléculas

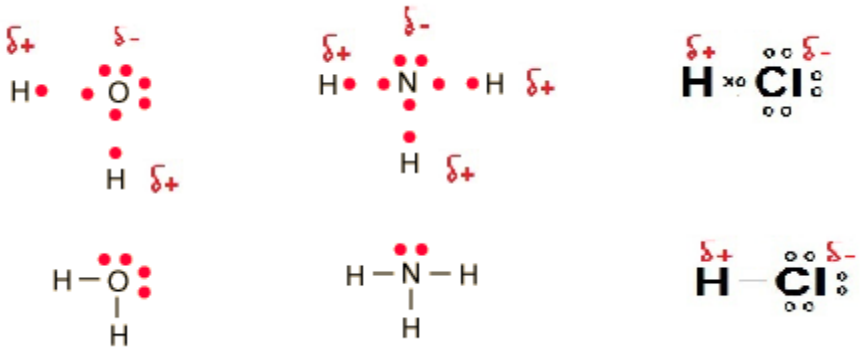
El enlace covalente entre dos átomos puede ser **polar** o **apolar**. Esto dependerá del tipo de átomos que lo conforman:

- **Covalente Apolar.-** si los átomos son iguales, el enlace será apolar (ya que ningún átomo atrae con más fuerza los electrones Los átomos comparten los electrones de manera equitativa, por lo tanto la distribución de la nube electrónica será equitativa. Ejemplo: Cl_2, O_2, CO_2, CH_4, etc.



En general cuando los dos átomos que forman parte del enlace son iguales se presenta este tipo de enlace. Su diferencia de electronegatividad es igual a cero, o menor que 0,4

- **Covalente Polar**.- Se da cuando los átomos son diferentes, uno de los átomos ejerce una atracción mayor sobre los electrones de enlace, que el otro. Por lo tanto, la nube electrónica está más concentrada en cierta zona.
Por ejemplo: HCl, H_2O, NH_3, etc.



Se da cuando los átomos que forman parte del enlace son diferentes. La diferencia de electronegatividad es menor que 1,7 pero mayor que 0,4. Al ser diferentes, no compartirán por igual el par de electrones. Uno de ellos atraerá más hacia sí los electrones aumentando su densidad electrónica, por lo tanto adquirirá una **carga parcial negativa** (δ-) mientras que el otro átomo adquirirá una **carga parcial positiva** (δ+).

Propiedades generales de los compuestos covalentes

- Se encuentra en estado líquido, gaseoso o sólido. Los sólidos son frágiles y quebradizos o de aspecto céreo.
- Generalmente, son poco solubles en agua y solubles en solventes orgánicos como la acetona.
- Las fuerzas de atracción entre las moléculas de un compuesto covalente son débiles, por lo tanto generalmente tienen puntos de fusión bajos Debido a la ausencia de iones libres, compuestos covalentes son malos conductores del calor y la electricidad

Enlace metálico

El enlace entre los átomos de metales difiere de los enlaces iónico y covalente descritos

Para explicar las propiedades característica de los metales (su alta conductividad eléctrica y térmica, ductilidad y maleabilidad, etc.) se ha elaborado un modelo de enlace metálico conocido **como modelo del mar de electrones**.

Los átomos de los metales no disponen de electrones suficientes para estabilizarse (cuentan generalmente con 1, 2 ó 3 electrones)

Según el modelo de mar de electrones, los metales deslocalizan sus electrones de valencia (en una especie de auto ionización) de esta manera quedan iones positivos rodeados de una nube electrónica formada por todos los electrones de valencia .Esta nube mantiene unidos a los iones positivos formando redes metálicas.

El mar electrónico de los metales, es el responsable del brillo metálico y de la conductividad eléctrica y térmica, ya que son fácilmente arrastrados por una diferencia de potencial eléctrico o térmico, entre dos puntos del metal. Los electrones en movimiento actúan como un pegamento electrostático, de esta forma, es posible estirarlos sin romper lo que explica las propiedades mecánicas como la maleabilidad y la ductilidad.

Obviamente las propiedades físicas varían de un metal a otro, dependiendo de la cantidad de electrones de valencia y del arreglo cristalográfico que tienen los átomos

Intensidad de las fuerzas Moleculares

ACTIVIDAD 4
TRABAJO EN PAREJAS

1. Ubique en su tabla periódica a los siguientes elementos: potasio, magnesio, oxígeno, bromo y azufre. ¿Entre que elementos se formara un enlace iónico? Escriba la estructura Lewis y la fórmula química del compuesto formado.

   ……

   ……

   ……

   ……

   ……

2. Considere los siguientes átomos: potasio, magnesio, oxígeno, nitrógeno, bromo, hidrógeno, plata. ¿Quiénes formarán un enlace covalente apolar? Escriba la estructura Lewis y la fórmula química del compuesto formado.

   ……

   ……

   ……

3. Considere los siguientes átomos: potasio, magnesio, oxígeno, nitrógeno, bromo, hidrógeno, plata. ¿Quiénes formarán un enlace covalente polar? Escriba la estructura Lewis y la fórmula química del compuesto formado.

   ……

   ……

   ……

4. Indica por lo menos tres propiedades de los compuestos formados en 2 y 3

   ……

   ……

   ……

5. Dada la configuración electrónica de un elemento $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^1$ deducir si tenderá a formar:
   a) enlace iónico y covalente;
   b) enlace iónico y metálico;
   c) enlace metálico y covalente
   d) enlace covalente

6. La maleabilidad, conductibilidad, ductilidad y brillo de los metales se pueden explicar por:
   a) Electrones deslocalizados.
   b) Electrones localizados.
   c) Pares de electrones compartidos por igual entre dos átomos.

CONSOLIDA TUS CONOCIMIENTOS 4

Habilidades:

- Analiza la información contenida en la TP y determina el tipo de enlace formado
- Identifica las características del enlace iónico, covalente y metálico

1. ¿Cuál(es) de los siguientes pares de sustancias formarán enlaces iónicos? Justifique su respuesta e indique la fórmula y nombre del compuesto que se formará.

Sustancias	Fórmula	Nombre
Bario-Bromo		
Calcio-Azufre		
Carbono-hidrógeno		
Litio-Oxígeno		

2. De los siguientes enlaces ¿Cuáles son iónicos, covalentes polares o covalentes no polares? Ba – O, N – O , C – O , Mg – O

   Dato: Electronegatividad: Ba = 1; N = 3 ; O = 3,5 ; C = 2,5; Mg =1,3

   .....

   .....

   .....

   .....

3. Clasifique las siguientes sustancias de acuerdo al tipo de enlace que presentan. Indique además el nombre de las sustancias.

Sustancia	Enlace
NaF	
N_2	
H_2O	
HCl	
$C_6H_{12}O_6$	
H_3PO_4	
NH_3	

4. El nitrógeno existe en la naturaleza en forma molecular (N_2) ¿Qué clase de enlace presenta?. Haz un modelo de dicho enlace mediante la notación de Lewis.

.....

.....

.....

5. Un elemento químico (A) tiene la siguiente estructura electrónica:$1s^2\ 2s^2\ 2p^5$ y otro elemento (B): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$ ¿Cuál es la fórmula del compuesto que se formarán? ¿Qué tipo de enlace se formará entre ambos?

.....

.....

.....

.....

.....

6. A partir de las siguientes configuraciones electrónicas:

A : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$
B: : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$
C : $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$

Indique entre quienes se formará enlace iónico y entre quienes se formará enlace covalente .¿Cuál será la fórmula del compuesto iónico y cual la fórmula del compuesto covalente?

.....

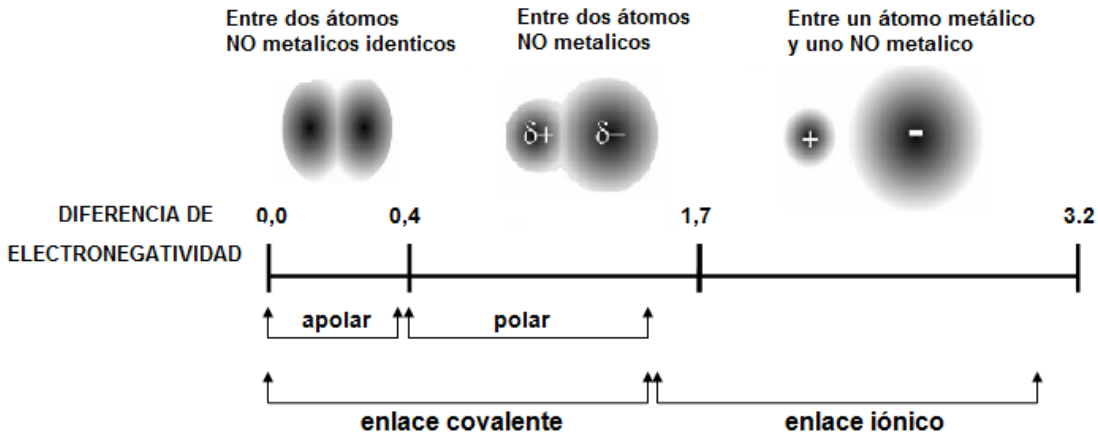
.....

.....

.....

.....

Para recordar



UNIDAD 1

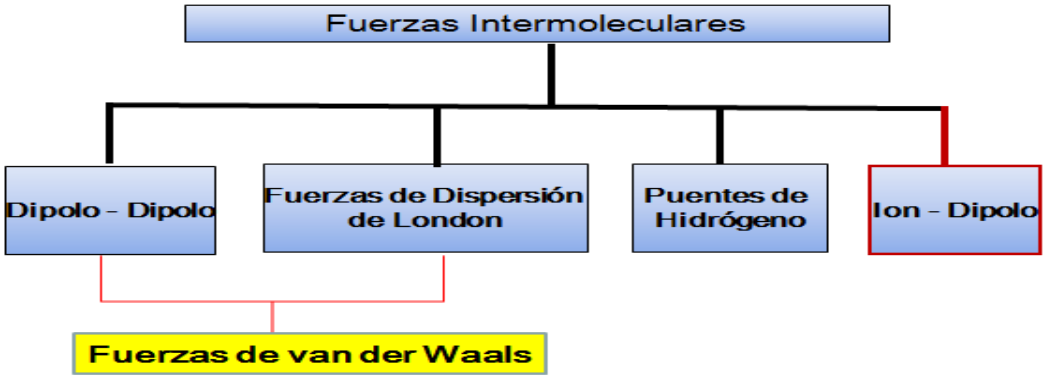
CONCEPTOS FUNDAMENTALES

Fuerzas Intermoleculares

UNIDAD 1
CONCEPTOS FUNDAMENTALES

FUERZAS INTERMOLECULARES

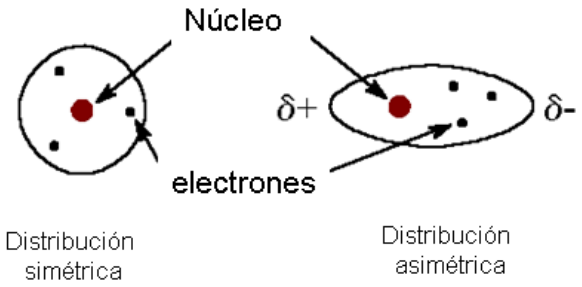
Además de los enlaces químicos (fuerzas intramoleculares) , entre las moléculas se pueden dar entre una serie de interacciones, mucho más débiles, pero que generalmente son las responsables de las propiedades físicas de los compuestos. , tales como la volatilidad, el punto de fusión, de ebullición, la solubilidad, entre otras
Se manifiestan cuando las moléculas se acercan, por esta razón estas fuerzas no son significativas en los gases.
Estrictamente, los tipos de interacciones intermoleculares: dipolo-dipolo, fuerzas de dispersión y puentes de hidrógeno se refieren sólo a sustancias moleculares. Aquí, a estas fuerzas le adicionaremos la interacción ión dipolo que se da en mezclas formadas por iones y moléculas.



5.1 DIPOLARIDAD

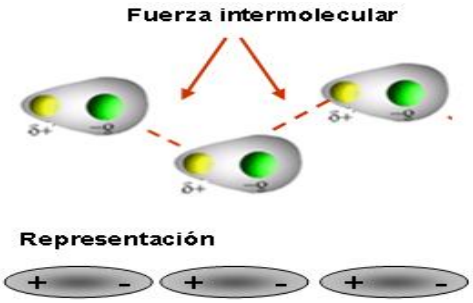
Si los átomos que se enlazan presentan distinta electronegatividad la densidad electrónica entre ellos no es uniforme, presentándose una mayor densidad electrónica hacia el lado del átomo más electronegativo, es decir el enlace se polariza. Si la estructura geométrica no compensa la polarización de los enlaces, se dice que la molécula presenta **dipolaridad.** Esto es, una zona de la molécula con exceso de carga negativa y otra con defecto de carga negativa o exceso de positiva.

Se dice que una molécula es **dipolar cuando la distribución de su nube electrónica no es equitativa.**

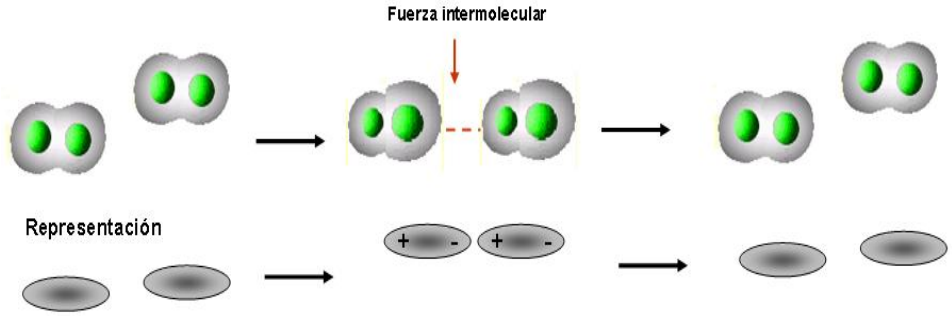


Por otro lado, la dipolaridad puede ser permanente o inducida (instantánea)

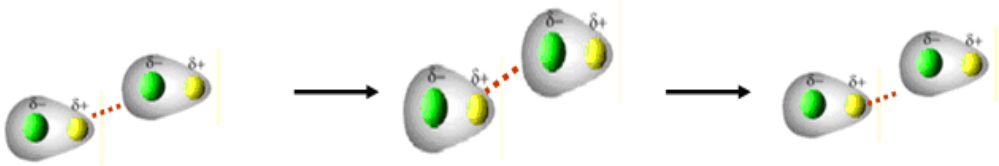
1. **Dipolaridad permanente**.- la distribución no equitativa de la nube electrónica es permanente. Es propia de las moléculas polares. . El extremo negativo de una molécula polar atrae al extremo positivo de otra molécula semejante.
   Por ejemplo, moléculas de HCl



2. **Dipolaridad inducida o instantánea.-**.La dipolaridad inducida se presenta en cualquier tipo de molécula sea esta polar o no polar.
   - **Dipolaridad inducida en moleculas apolares:** Las moléculas apolares presentan una distribución equitativa de su nube electrónica por lo cual no presentan extremos parcialmente positivos o parcialmente negativos.
     Sin embargo, los electrones se desplazan y por instantes se concentran más en una zona con respecto a la otra creando polaridad por un periodo muy corto. En ese corto periodo se da una atracción entre las moléculas.



   - **Dipolaridad inducida en moléculas polares.** En las moléculas polares también ocurre este desplazamiento de la nube electrónica de tal manera que a la dipolaridad permanente se incrementa.



Estos dipolos temporales solo duran una fracción de segundo y cambian continuamente.

EJERCICIO

1. **Indique el tipo de dipolaridad de las siguientes moléculas:**

O_2	CH_4	H_2O	C_6H_6	CH_3OH

5.2 FUERZAS DE DISPERSIÓN DE LONDON

Se da en todos los tipos de moléculas. Surge de la interacción entre **dipolos inducidos** que se generan temporalmente en las moléculas.

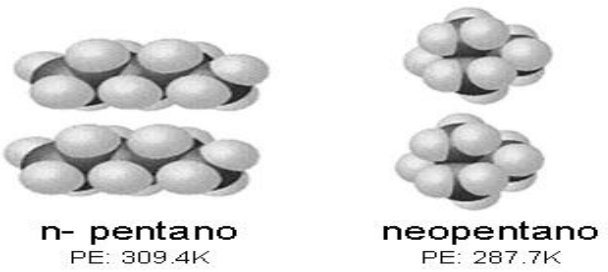
Esta fuerza de atracción depende de:

1. Tamaño de las moléculas. En un átomo o una molécula más grande (los electrones de valencia más alejados del núcleo) es más fácil formar dipolos temporales, por lo tanto las fuerzas de dispersión de London tienden a ser más fuertes.

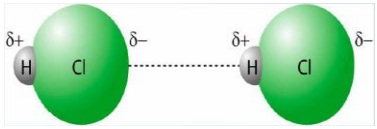
   Ejemplo: A 25°C, el cloro Cl_2 (Masa molar = 71) es un gas mientras que el bromo Br_2 (masa molar =160) es un líquido.

2. Forma molecular: Las formas de las moléculas también afectan a las magnitudes de las fuerzas de dispersión entre ellos. Esta fuerza de atracción depende del contacto superficial entre las moléculas y por tanto es proporcional al área molecular.

   Por ejemplo: A temperatura ambiente, el neopentano (C_5H_{12}) es un gas, mientras que n-pentano (C_5H_{12}) es un líquido. Las fuerzas de dispersión de London son más fuertes en el n- butano a pesar de que ambas moléculas son no polares y tienen el mismo peso molecular. El butano tiene un área superficial mayor que la isobutano

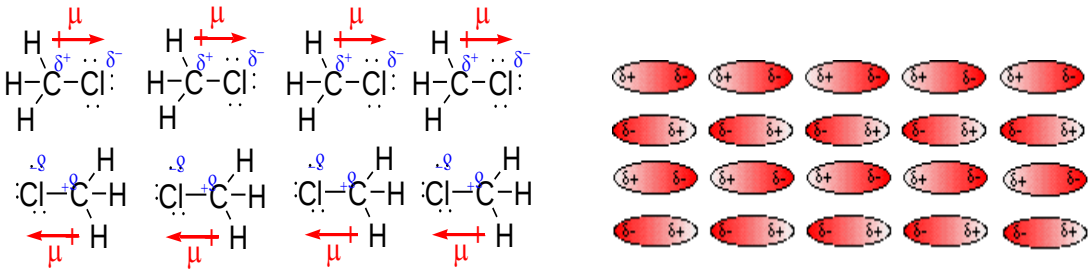


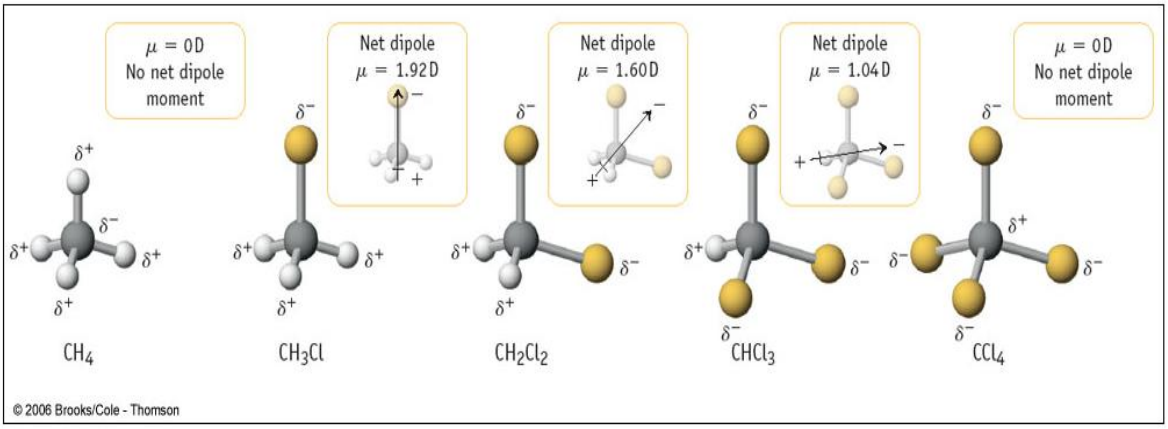
5.3 FUERZAS DIPOLO – DIPOLO



Se da entre moléculas con **dipolaridad permanente**, esto es en moléculas con enlace covalente polar.

Cuando dos moléculas polares se acercan una a la otra, tienden a alinearse en tal forma, que el extremo positivo de un dipolo está dirigido hacia el extremo negativo del otro. Cuando esto ocurre, hay una atracción electrostática entre los dos dipolos. Esta es una atracción mucho mas débil que la existente entre iones con cargas opuestas, En la siguiente figura se indican las orientaciones de atracción y repulsión de las moléculas polares del clorometano:



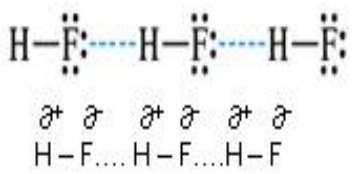


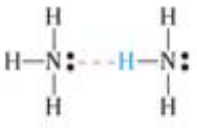
A mayor momento dipolar, mayor fuerza dipolo –dipolo. La interacción electrostática al ser entre dipolos permanentes es más fuerte

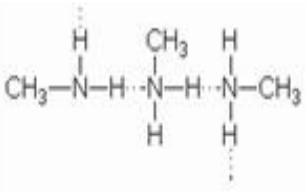
5.4 PUENTES DE HIDRÓGENO

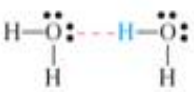
El puente de hidrógeno es una forma especialmente fuerte de atracción entre dipolos.

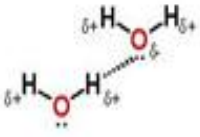
Un átomo de hidrógeno puede participar en un puente de hidrógeno si éste está unido al oxígeno, nitrógeno o flúor, porque los enlaces **O-H, N-H y F-H** están muy polarizados dejando al átomo de hidrógeno con una carga parcial positiva. Este átomo de hidrógeno tiene una gran afinidad hacia electrones no compartidos y forma agregados intermoleculares con los electrones no compartidos de los átomos de oxígeno, nitrógeno y flúor. Nótese que esta fuerza intermolecular se da entre moléculas de dipolo permanente. Por ejemplo: H_2O, NH_3, HF, etc.

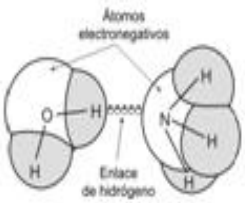








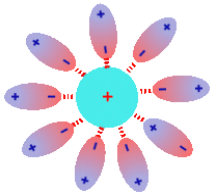




Una molécula de agua puede formar cuatro enlaces de hidrógeno con las moléculas circundantes. Estas interacciones son lo suficiente fuertes para elevar el punto de ebullición a 100ºC, esa es la razón por la que el agua es líquida a temperatura ambiente.

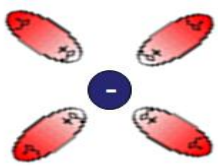
5.5 INTERACCIÓN ION –DIPOLO

Esta fuerza es el resultado de la interacción de dos compuestos, uno iónico y una molécula **una molécula con dipolaridad permanente** (covalente polar).

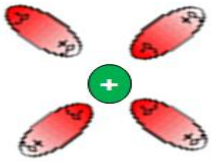


Como sabemos la atracción entre iones es muy fuerte. Pero, ¿qué sucede cuando un sólido iónico se disuelve en agua?
Las moléculas polares del agua son atraídas por los iones cargados eléctricamente y los rodean, el resultado es la separación del sólido iónico en sus iones y las moléculas de agua se orientan a si mismas de forma diferente en el caso de que se trate de los iones positivos o negativos. Estas interacciones se denominan **ión- dipolo** y son relativamente fuertes**.**

Para que este tipo de fuerza exista deberá estar presente un ión y una molécula polar. La orientación de la molécula polar será con el extremo opuesto a la carga del ión.



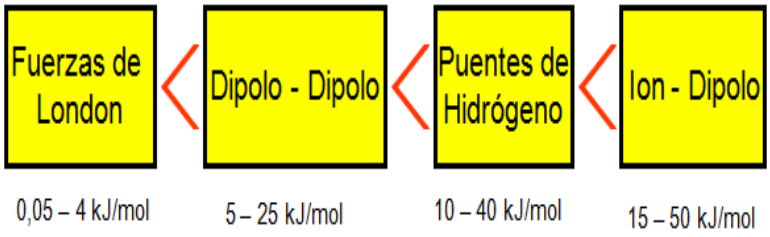
La carga parcial positiva de la molécula dipolar esta cerca del anión



La carga parcial negativa de la molécula dipolar esta cerca del catión

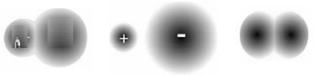
La fuerza ión-dipolo tiene especial importancia en las disoluciones de sustancias iónicas en líquidos polares, por ejemplo los electrolitos NaCl, KCl disueltos en la sangre.

Intensidad de las fuerzas Intermleculares



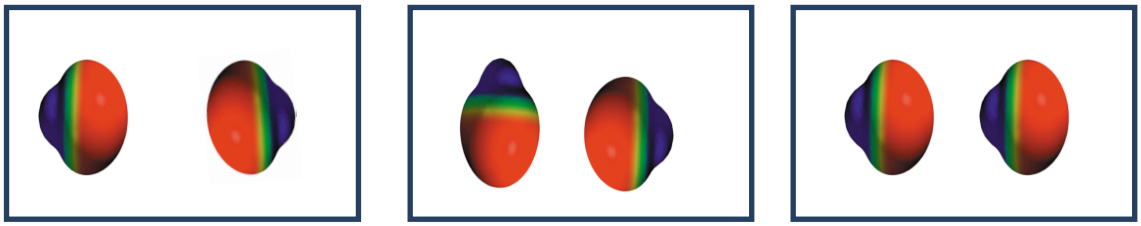
ACTIVIDAD 5.1
TRABAJO INDIVIDUAL

1. Las siguientes moléculas son importantes en ciencias de la salud, para cada uno de ellos se pide:
   a) Escriba su estructura Lewis.
   b) Indique si el compuesto tiene enlace iónico, covalente polar o apolar (ΔElectronegatividad)
   c) En los compuestos moleculares polares señale δ- (zona con mayor densidad electrónica) y δ+ (zona de menor densidad electrónica).
   d) Coloca la representación donde corresponda

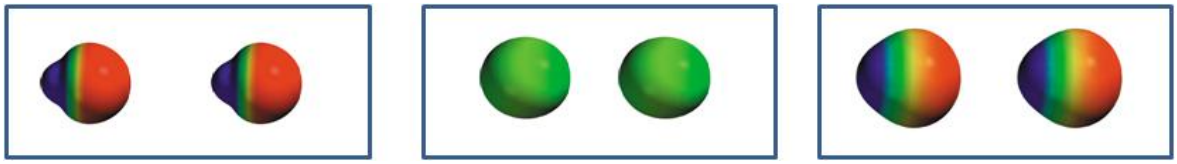


Compuesto	Representación Lewis	Tipo de enlace	Representación (coloque la zona de densidad electrónica)
F_2			
HF			
NaCl			

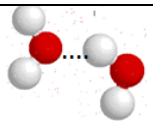
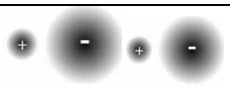
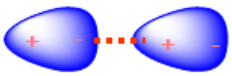
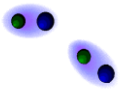
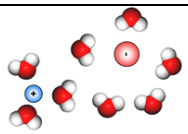
2. ¿Señale δ- (zona con mayor densidad electrónica) y δ+ (zona de menor densidad electrónica) e indique la interacción Dipolo – Dipolo correcta?



3. ¿Dónde se presentara una mayor interacción molecular? (coloca …. , ´´´´´´ - ▪▪▪▪▪)



4. Relaciona las siguientes columnas:

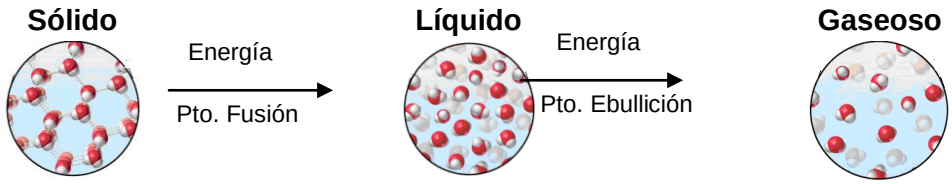
Molécula		Mayor fuerza intermolecular		Representación
1	HBr	A	London	I 
2	H_2O	B	Dipolo - Dipolo	II 
3	N_2	C	Puente de hidrógeno	III 
4	NaCl	D	-----	IV 
5	NaCl – H_2O	E	Ión dipolo	V 

1		
2		
3		
4		
5		

5.2 FUERZAS INTERMOLECULARES Y PROPIEDADES FÍSICAS

Las fuerzas moleculares son las responsables de los estados físicos. Ya vimos que los compuestos iónicos son sólidos, mientras que los compuestos covalentes generalmente son líquidos o gases..

Recordemos:



Fuerzas intermoleculares altas. Evitan el desplazamiento de las moléculas

Fuerzas intermoleculares debilitas por incremento de energía. Permiten desplazamiento de las moléculas

Fuerzas intermoleculares prácticamente inexistentes. Permiten libre movimiento de las moléculas

Punto de ebullición y punto de Fusión

Para que un compuesto pase de sólido a líquido o de líquido a vapor se tiene que vencer las fuerzas intermoleculares. Cuanto mayor sea la fuerza intermolecular mayor será la energía necesaria para apartar las moléculas unas de otras, por lo tanto, la sustancia tendrá mayor punto de fusión y ebullición respectivamente.

Solubilidad

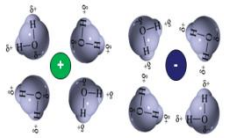
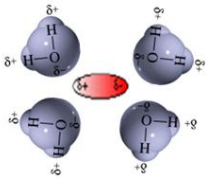
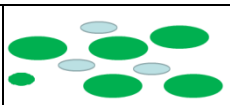
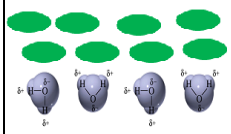
Además de afectar a los puntos de ebullición y de fusión, las fuerzas intermoleculares determinan la solubilidad de los compuestos orgánicos.

La regla general es que **LO SEMEJANTE DISUELVE A LO SEMEJANTE.**

Así tenemos que:

- Las sustancias iónicas y las sustancias polares se disuelven en disolventes polares. Por ejemplo NaCl (iónico) en agua (polar), el HCl(polar) en agua
- Las sustancias no polares se disuelven en disolventes polares. Por ejemplo CH_4 (no polar) en benceno C_6H_6 (no polar).

La formación de puentes de hidrógeno favorece la solubilidad

$NaCl - H_2O$	**$HCl - H_2O$**	
		 **CH_4 y C_6H_6**
		 **CH_4 y H_2O**

CONSOLIDA TUS CONOCIMIENTOS 5.1

Habilidad: Identifica y reconoce las fuerzas intermoleculares y los relaciona con las propiedades físicas (punto de ebullición, punto de fusión y solubilidad)

1. Indique si la sustancia es iónica, polar o no polar. Luego indique la intermolecular que prevalece

Sustancia	Iónica/polar/no polar	Solubilidad
KCl		
NH_3		
N_2		
$NaSO_4$		
CCl_4		

1. Indique las fuerzas intermoleculares de las siguientes sustancias, numérelas del 1 al 3 de acuerdo a la intensidad de dichas fuerzas. ¿Qué sustancia tendrá mayor punto de ebullición?

Sustancia	Fuerza intermolecular	Intensidad
CH_3CH_2OH		
CH_3 CH_3 CH_3 CH_3CH_3		
$CH_3CH_2CH_3$		

2. De cada par de sustancias escoge el que tenga mayor punto de fusión. Justifica en base a la estructura y las fuerzas intermoleculares.

   a) CH_3CH_3 y CH_3CH_2COOH
   b) Cu y CCl_4

3. De las siguientes sustancias, ¿cuál o cuáles se espera que se disuelvan en agua y que su solución conduzca la corriente? $SiCl_4$, NaH , BeF_2, Mg Br_2, KCl. Justifique.

   ……
   ……
   ……
   ……

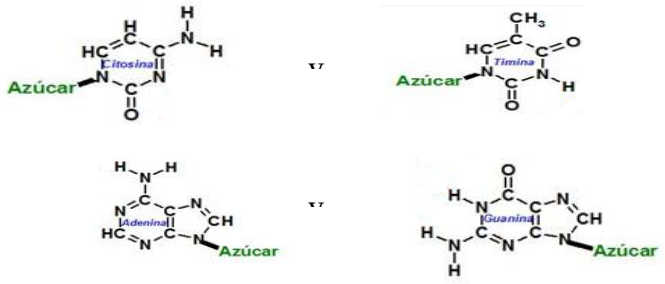
4. ¿Cómo es posible que el agua disuelva al etanol (C_2H_5OH)?

   ……
   ……
   ……
   ……
   ……
   ……

5. Explique qué características distinguen las fuerzas dipolo-dipolo del puente de hidrógeno. ¿Cuáles son las propiedades más importantes que debe presentar un compuesto que presente dichas fuerzas? Haga su explicación con ejemplos.

   ……
   ……
   ……
   ……
   ……
   ……

6. Las siguientes moléculas forman parte de los ácidos nucleicos ADN; ARN diga entre que par moléculas se pueden forman los puentes de hidrógeno.



CONCEPTOS CLAVES

- Para que se producir un cambio de estado se requiere vencer …… ……...
- La intensidad de las fuerzas intermoleculares es: …… ……
- Para formar una disolución se requiere que el soluto y el solvente tenga fuerzas intermoleculares ……..

UNIDAD 1

CONCEPTOS FUNDAMENTALES

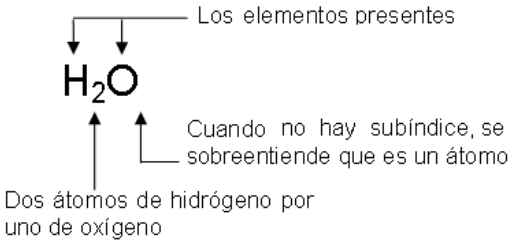
Nomenclatura

UNIDAD 1
CONCEPTOS FUNDAMENTALES

NOMENCLATURA DE COMPUESTOS INORGÁNICOS

6.1 FÓRMULA QUÍMICA

Es la forma de representar mediante símbolos químicos la composición de compuestos moleculares o iónicos. La fórmula química no solo especifica los elementos que la conforman sino también la proporción en la que éstos se encuentran.


Los elementos presentes
H2O
Cuando no hay subíndice, se sobreentiende que es un átomo
Dos átomos de hidrógeno por uno de oxígeno

Tipo de compuesto	Fórmula	Nombre	Elementos que la conforman	Relación
Molecular	H_2O	agua	hidrógeno, H oxígeno, O	2:1
Molecular	HNO_3	ácido nítrico	hidrógeno, H nitrógeno, N oxígeno, O	1:1:3
Iónico	$CuCl_2$	cloruro de cobre ii	Cobre, Cu cloro, Cl	1:2
Iónico	Na_2O	óxido de sodio	Sodio, Na Oxígeno, O	2:1

6.2 NÚMERO O ESTADO DE OXIDACIÓN (EO)

Es un número entero que representa el número de electrones que un átomo gana, pierde o comparte al unirse a otros átomos para formar las moléculas o compuestos iónicos. Es positivo si el átomo pierde o comparte electrones con un átomo que tenga tendencia a captarlos y negativo si el átomo gana o comparte electrones con un átomo que tenga tendencia a cederlos.

Un mismo elemento puede tener uno o más estados de oxidación; esto va a depender del elemento al que se está uniendo para formar algún compuesto.

Ejemplo:

En el cloruro de magnesio, $MgCl_2$, cada átomo de magnesio pierde dos electrones para convertirse en $Mg^{2+,}$ y cada átomo de cloro gana un electrón para convertirse en Cl^-. El Mg está con estado de oxidación 2+ y el Cl con 1-.

Reglas prácticas para determinar los estados de oxidación

a) Las elementos sin combinarse tienen estado de oxidación 0.

b) En los compuestos químicos:
- El hidrógeno tiene estado de oxidación 1+, excepto en los hidruros metálicos, en los que tiene estado de oxidación 1-.
- El oxígeno tiene estado de oxidación 2-, excepto en los peróxidos, en los que tiene estado de oxidación 1-.
- Los elementos del grupo IA de la tabla periódica (Li, Na, K, Rb, Cs,Fr) tienen estado de oxidación 1+.
- Los elementos del grupo IIA de la tabla periódica (Be, Mg, Sr, Ca, Ba, Ra) tienen estado de oxidación 2+.
- Los elementos del grupo VIIA de la tabla periódica (F, Br, Cl, I) tienen estado de oxidación 1- solo cuando forman compuestos binarios.

c) De acuerdo al principio de electro neutralidad, en todo compuesto la suma de los estados de oxidación de los elementos que lo componen es 0.

d) En un ion monoatómico, el estado de oxidación es igual a la carga del ion.

e) En un ion poliatómico, la suma de los estados de oxidación de cada elemento que lo componen es la carga del ion.

En las tablas siguientes, se muestran los estados de oxidación de los elementos más comunes.

ESTADOS DE OXIDACIÓN DE METALES COMUNES

+1	+2	+3	+1, +2	+1,+3	+2, +3	+2,+4
Li	Be	Al	Cu	Au	Ni	Pt
Na	Mg		Hg	Ti	Co	Pb
K	Ca				Fe	Sn
Rb	Ba					
Cs	Zn					
Fr	Cd					
Ag						

ESTADO DE OXIDACION DE NO METALES COMUNES

-1	**-1** **+1,+3,+5,+7**	**-2** **+2, +4, +6**	**-3** **+3,+5**	**-4** **+2, +4**
Flúor	Cl Br I	S Se Te	N P As Sb	C

Estados de oxidación de elementos que se pueden comportar como metales o no metales

Elementos	EO	
	Como metal	Como no metal
Cr	2+, 3+	6+
Mn	2+, 3+, 4+	6+, 7+
C		4+
N		3+, 5+

Ejemplos:

Determine el estado de oxidación del elemento subrayado en los siguientes compuestos.

- $\underline{O}_2$
  El EO del oxígeno es 0, pues el oxígeno está en su forma elemental (sin combinarse).
- $H\underline{N}O_3$ $H^{1+}\underline{N}^{x}O_3^{2-}$

  El EO del nitrógeno es x=5+ pues 1(1+) + x + 3(2-) =0

- $K_2\underline{S}O_4$ $K_2^{1+}S^{x}O_4^{2-}$

  El EO del azufre es x=6+ pues (2)(1+) + x + 3(2-) =0

6.3 CLASIFICACIÓN DE LOS COMPUESTOS INORGÁNICOS

En química, al igual que en otras disciplinas, se hace necesario utilizar nombres para poder identificar a las sustancias.
Antes de iniciar con la nomenclatura de los compuestos químicos inorgánicos, hay que tener presente que la gran variedad de compuestos químicos inorgánicos se suele clasificar de acuerdo al número de elementos que lo forman, a su función química o al tipo de enlace químico.

1. Por el número de elementos que lo constituyen:

a) Compuestos binarios.- Aquellos que están formados por dos elementos, por ejemplo: Fe_2O_3, AgCl, CO, etc.
b) Compuestos ternarios.-Aquellos que están formados por tres elementos, por ejemplo: H_2CO_3, Cu $(NO_3)_2$, K_2SO_4, etc.
c) Compuesto poliatómico.-Formados por más de tres elementos, por ejemplo: $NaHCO_3$, $KHSO_4$, etc.

2. De acuerdo a la función química que presentan:

Una función química es un elemento o grupo de elementos que le proporcionan ciertas características químicas a un compuesto.
Las funciones químicas inorgánicas son:

- Óxidos ácidos y básicos
- Hidróxidos
- Sales
  - Haloideas
  - Oxisales
- Ácidos
  - Hidrácidos
  - Oxácido
- Hidruros metálico
- Hidruro no metálico

3. De acuerdo con el tipo de enlace que presentan:

a) Compuestos iónicos.- Son aquellos formados por compuestos con enlace iónico. En este grupo se considera a los óxidos básicos, hidróxidos, sales e hidruros metálicos.
Generalmente en la fórmula existe por lo menos 1 metal, por ejemplo: **Na**Cl, Na_2O, **K**Cl, **Zn**O,NaOH, **Ca**SO_4 etc.
b) Compuestos moleculares o covalentes.- Son aquellos constituidos por moléculas (enlace covalente).En este grupo se considera a los óxidos ácidos o anhídridos y ácidos.
Generalmente están compuestos por no metales, por ejemplo: HCl, CO_2, NH_3.

6.4 NOMENCLATURA DE COMPUESTOS INORGÁNICOS

La nomenclatura que usaremos será de acuerdo al tipo de enlace.

Nomenclatura de compuestos iónicos

Para escribir la fórmula y nombrar los compuestos iónicos binarios debemos considerar:

1. Estos compuestos están formados por cationes y aniones.
2. Para escribir la formula primero se escribe el catión y luego el anión. Por ejemplo, para el cloruro de potasio, KCl

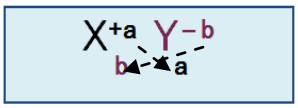
   Fórmula: K^+ Cl^-

   Catión anión

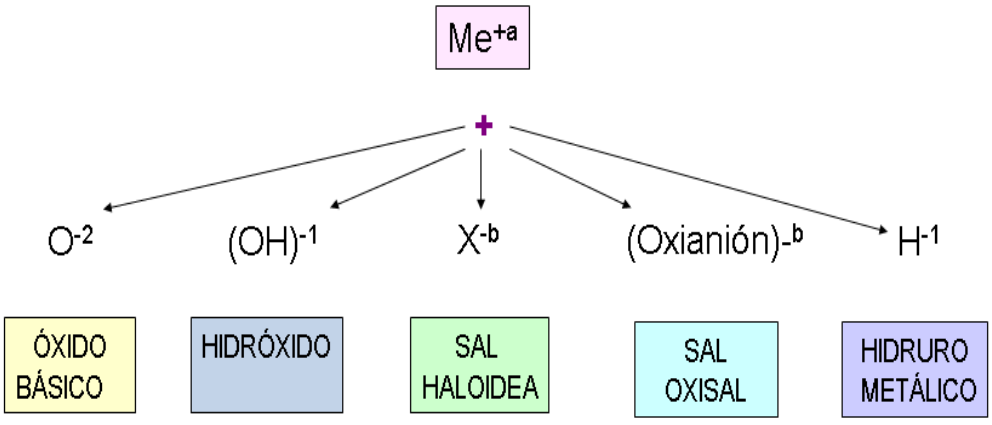
3. Se debe cumplir el principio de electro neutralidad. Para ello **la suma de los números de oxidación de todos los átomos que intervienen en el compuesto debe ser cero.**

$FeCl_3$ $Fe^{+3}Cl_3^{-1}$	**H_2S** $H_2^{+1}S^{-2}$	**$MgBr_2$** $Mg^{+2}Br^{-1}$
1 catión de carga +3 = +3	2 cationes de carga +1 = +2	
3 aniones de carga -1 = - 3	1 aniones de carga -2 = - 2	
Carga total = 0	Carga total = 0	

Una forma práctica para que se cumpla este principio es realizar un cruce del valor absoluto de las cargas. De ser necesario se deberá simplificar



4. El siguiente esquema nos muestra como se forma estos compuestos:



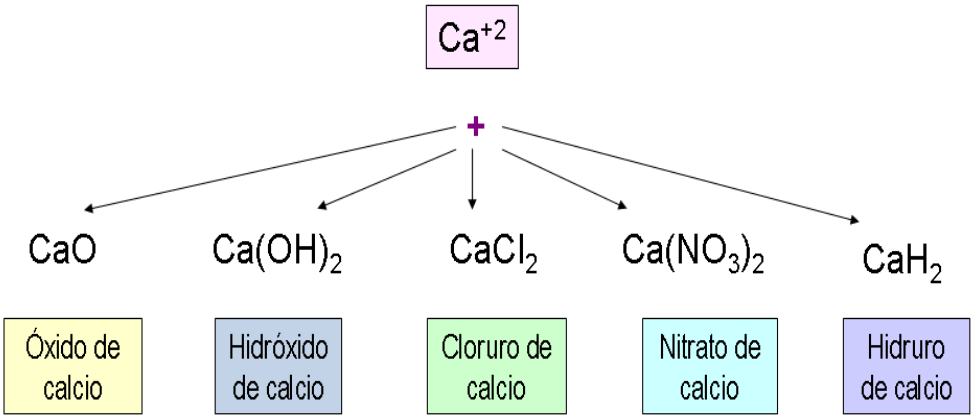
X: F^{-1}, Cl^{-1}, Br^{-1}, S^{-2}, Se^{-2}, Te^{-2}. Se utiliza la terminación URO para nombrarlos

Oxianion: anión poliatómico que contienen oxígeno. Se utiliza la terminación ATO ó ITO para nombrarlo

5. Para nombrar el compuesto, primero se nombra el anión y luego el catión.

   Nomenclatura: Cloruro de potasio

6. El siguiente esquema resume como se nombra a éstos compuestos:.



Nomenclatura de compuestos moleculares binarios

Los procedimientos que se siguen para formular compuestos moleculares binarios son similares a los empleados para nombrar a los compuestos iónicos.

En el caso de los **óxidos ácidos,** es frecuente que los no metales se combinen en distintas proporciones. Por esta razón generalmente se usan prefijos numéricos griegos para indicar la cantidad de átomos de cada elemento. Nunca se usa el prefijo MONO para el segundo elemento que se nombre.

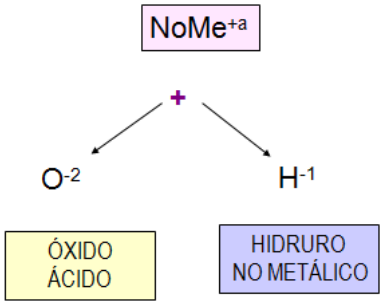
Prefijo	**Significado**
Mono	1
Di	2
Tri	3
Tetra	4
Penta	5
Hexa	6
Hepta	7

Ejm. Cl_2O *mon*óxido de *di*cloro
SO_2 dióxido de azufre

Los **hidruros no metálicos** reciben nombres especiales. Por ejemplo NH_3 -amoniaco, H_2O – agua, PH_3 – fosfamina, etc.

Nomenclatura de ácidos

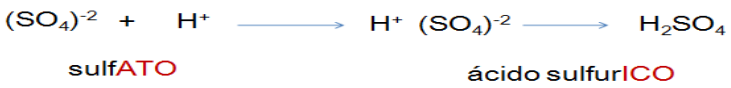
Los ácidos son una clase importante de compuestos que contienen hidrógeno y se designan de manera especial. Por ahora definiremos ácido como una sustancia que producen iones hidrógeno H^+ cuando se disuelven en agua.



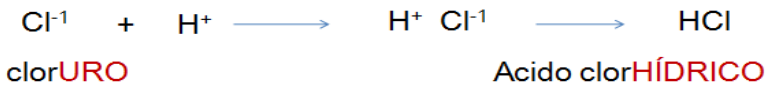
Un ácido oxácido contiene oxígeno además de hidrógeno y un no metal

Se nombran poniendo la palabra ÁCIDO seguido del nombre del anión según las tablas pero haciendo los siguientes cambios:

- Se cambia la terminación ATO por ICO
- Se cambia la terminación ITO por OSO



Además de los ácidos oxácidos hay un pequeño número de ácidos que en su composición no tienen oxígeno, son los ácidos hidrácidos .Por ejemplo el HCl, éste compuesto es el cloruro de hidrógeno pero al disolverse en agua libera sus hidrógenos por lo que se le denomina ácido clorhídrico.



CONSOLIDA TUS CONOCIMIENTOS 6

1. Asigne el estado de oxidación del elemento resaltado:

   MnO_3 K_3**P**O_4 H_3**B**O_3 Mn(**Cl**O)$_3$ **Fe**$(OH)_3$ Ba_3(**As**$O_4)_2$

2. Clasifica de acuerdo al tipo de enlace y nombra las siguientes sustancias:
   a) Ag(OH) ……..
   b) Fe_2O_3 ……..
   c) $Al(OH)_3$ ……..
   d) CrO ……..
   e) Br_2O_3 ……..
   f) HCl (g) ……..
   g) HBr (g) ……..
   h) H_2S (g) ……..
   i) H_2Se (g) ……..

3. Nombre los siguientes ácidos:
   a) H_2SO_4 ……..
   b) HNO_3 ……..
   c) HCl (g) ……..
   d) HCl (ac) ……..
   e) H_2S ……..
   f) HF ……..

4. Identifica cada uno de los siguientes iones:

   a) $(SO_4)^{-2}$ b) $(CO_3)^{-2}$
   c) $(NO_2)^{-1}$ d) $(PO_3)^{-3}$
   e) $(ClO)^{-1}$ f) $(SO_4)^{-2}$
   g) $(CrO_4)^{-2}$ h) $(NO_3)^{-1}$
   i) $(HCO_3)^{-}$ j) Cl^{-}

5. Escribe la fórmula de los siguientes sales:
   a) Clorato de Fe II ……..
   b) Carbonato de sódio ……..
   c) Sulfito cuproso ……..
   d) Nitrato de amonio ……..

6. Nombre las siguientes sales:
   a) $MgSO_4$……..
   b) Li_2SO_4 ……..
   c) $CaCO_3$ ……..
   d) KNO_3 ……..
   e) $AgNO_3$……..
   f) $Mg(ClO_3)_2$ ……..

7. Escriba la fórmula para:

   a) Un óxido de nitrógeno con el N en estado de oxidación 5+

   b) Un ácido oxácido de nitrógeno con N en estado de oxidación 3+

   c) Cloruro de titanio con el Ti con estado de oxidación 4+

   d) Sulfato de hierro con el Fe en estado de oxidación 3+

8. El anión del ácido fosfórico se denomina ***ion fosfato***, muy importante en la biología, especialmente en el ADN, el ARN y el ATP. Es un líquido transparente, ligeramente amarillento. Normalmente, el ***ácido fosfórico*** se almacena y distribuye en disolución. Se obtiene mediante el tratamiento de rocas de ***fosfato de calcio*** con ***ácido sulfúrico***, filtrando posteriormente el líquido resultante para extraer el ***sulfato de calcio***. Otro modo de obtención consiste en quemar vapores de fósforo y tratar el óxido resultante con vapor de agua. El ácido es muy útil en el laboratorio debido a su resistencia a la oxidación, a la reducción y a la evaporación. Entre otras aplicaciones, el ácido fosfórico se emplea como ingrediente de bebidas no alcohólicas, como pegamento de prótesis dentales, como catalizador, en metales inoxidables y para fosfatos que se utilizan, como ablandadores de agua, fertilizantes y detergentes. **Escribir la fórmula química de las sustancias resaltadas.**

CONCEPTOS CLAVES

- Los números de oxidación son cargas …… que se les asigna a un átomo en base a una serie de reglas.
- Las reglas de nomenclatura de los compuestos ……. son ……..a la de los compuestos covalentes.
- Se debe cumplir el principio de …….

UNIDAD 1

CONCEPTOS FUNDAMENTALES

Reacciones Químicas

UNIDAD 1
CONCEPTOS FUNDAMENTALES
REACCIÓN QUÍMICA

Una reacción química, es un proceso en el que una o más sustancias (reactivos o reactantes) se transforman en otras sustancias diferentes (productos de la reacción). Para representar este cambio se utiliza las ecuaciones químicas.

Una ecuación química usa los símbolos químicos para mostrar lo que sucede durante una reacción química.

$$a\ A_{(s)} + b\ B_{(l)} \xrightarrow{\Delta} c\ C \uparrow + d\ D_{(ac)}$$

→	Se produce
a, b, c y d	Coeficientes estequiométricos.
(s)	Sustancia en fase sólida
(l)	Sustancia en fase líquida
(g)	Sustancia en fase gaseosa
(ac)	Sustancia disuelta en agua (acuosa)
↑	Gas que se desprende
↓	Solido que precipita
Δ	Energía calorífica, calor
⇆	Reacción es reversible

Ejemplo: "El hidrógeno gaseoso reacciona con el oxígeno gaseoso para producir agua que se desprende del sistema"

***Ecuación*:** $H_{2\,(g)} + O_{2\,(g)} \rightarrow H_2O_{(g)} \uparrow$

En las reacciones químicas se produce un reordenamiento de los átomos, pero no su creación ni su destrucción. Esto es, en las reacciones químicas se debe cumplir la ley de conservación de la materia.

Si observamos la ecuación anterior no está completa, ya que del lado izquierdo de la flecha hay dos átomos de oxígeno mientras que al lado derecho solo hay uno. Para cumplir con la ley de la conservación de la materia debe haber tantos átomos al finalizar la reacción como los que había al inicio de la reacción

Se debe balancear la ecuación colocando el numero 2 delante del hidrogeno y un 2 delante del agua. Estos números se denominan **coeficientes estequiométricos**

$$\mathbf{2}\ H_{2\,(g)} + O_{2\,(g)} \rightarrow \mathbf{2}\ H_2O_{(g)}$$

Observamos que el **balance de la ecuación** se empieza probando diferentes coeficientes para igualar el número de átomos de cada elemento en ambos lados de la ecuación. Se pueden cambiar los coeficientes estequiométricos, pero no los subíndices

(los números que indican la proporción en la que están los átomos del compuesto). Para el balance se sugiere:

- Primero ajustas los átomos de los metales, teniendo prioridad los más pesados.
- A continuación se ajustan los no metales
- Se comprueba el ajuste contando los hidrógenos y los oxígenos.

1.1 TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS

Hay diferentes tipos de reacciones químicas, veamos algunas:

a. Reacciones de descomposición: Un reactante se descompone para formar dos o más productos. Muchas sustancias se comportan de esta forma cuando se calientan.

$$2HgO_{(s)} \rightarrow 2\,Hg_{(l)} + O_{2(g)}$$

b. Reacciones de combinación o síntesis: dos o más sustancias se combinan para formar una nueva sustancia.

$$N_{2\,(g)} + 2\,H_{2(g)} \rightarrow 2\,NH_{3\,(g)}$$

c. Reacciones de sustitución o desplazamiento simple: un elemento sustituye a otro elemento que forma parte de un compuesto (frecuentemente los elementos desplazados son el hidrógeno ó un metal)

$$Fe_{(s)} + CuSO_{4\,(ac)} \rightarrow FeSO_{4\,(ac)} + Cu_{(s)}$$

d. Reacciones de doble desplazamiento o metátesis Se produce un intercambio de iones entre dos reactantes para formar productos nuevos. Las reacciones de neutralización son reacciones de doble desplazamiento.

$$3\,BaCl_{2\,(ac)} + 2\,Na_3PO_{4\,(ac)} \rightarrow Ba_3(PO_4)_{2\,(s)} + 6\,NaCl_{(ac)}$$

e. Reacciones de Oxido reducción: reacciones donde uno de los compuestos se reduce y el otro se oxida, de ahí su nombre.

El reactivo que se oxida pierde electrones y el que se reduce los gana.

$$Fe + O_2 \rightarrow Fe_2O_3$$

$Fe^{o} \rightarrow Fé^{+3}$ Oxidación (aumenta su EO)

$O^{0}_{2} \rightarrow O^{-2}$ Reducción (disminuye su EO)

El compuesto que se oxida se denomina “agente reductor” mientras el que se reduce se le denomina “agente oxidante”

f. Reacciones exotérmicas: aquellas en que se desprende calor durante la reacción:

$$2H_{2\,(g)} + O_{2\,(g)} \rightarrow 2\,H_2O_{(g)} + 136kcal$$

g. Reacciones endotérmicas: aquellas en las que se absorbe calor durante la reacción:

$$H_{2\,(g)} + I_{2\,(g)} + 12{,}4\ kcal \rightarrow 2HI_{(g)}$$

CONSOLIDA TUS CONOCIMIENTOS 1

Habilidad: Reconoce y balancea diversos tipos de reacciones químicas

1. Escribe la ecuación química balanceada correspondiente:

a. El cloro gaseoso se obtiene pasando corriente eléctrica a través de cloruro de sodio fundido, quedando sodio sólido como subproducto.

……

b. El sulfuro de boro sólido, reacciona violentamente con el agua para formar ácido bórico disuelto, H_3BO_3, y sulfuro de hidrógeno.

……

c. Cuando el nitrato de mercurio (II) sólido se calienta se descompone para formar óxido de mercurio (II) sólido, dióxido de nitrógeno gaseoso y oxígeno.

……

d. Una prueba común para determinar la presencia de dióxido de carbono en la mezcla de gases que expiramos, consiste en soplar con un sorbete dentro de una solución de hidróxido de calcio, inmediatamente se observa la formación de un sólido blanquecino muy fino de carbonato de calcio. Al dejar como subproducto solo agua líquida se puede observar la reacción sin interferencias.

……

e. Al juntar las bocas de dos frascos conteniendo soluciones acuosas de ácido clorhídrico e hidróxido de amonio los vapores entran en contacto produciendo un gas blanco sin olor llamado cloruro de amonio.

……

f. El cobre metálico reacciona con ácido sulfúrico concentrado caliente para formar sulfato de cobre (II) acuoso, dióxido de azufre gaseoso y agua.

……

g. La efervescencia que se produce cuando una tableta de Alka Seltzer se disuelve en agua se debe a la reacción entre el bicarbonato de sodio y el ácido cítrico, $H_3C_6H_5O_7$ la cual produce dióxido de carbono gaseoso, agua y citrato de sodio $Na_3C_6H_5O_7$.

……

2. Completar **las siguientes ecuaciones:**

a. Doble desplazamiento:

$Na_2CO_{3(ac)} + Ca(OH)_{2(ac)} \rightarrow$ ……

b. Reacción de síntesis

..... + $Cl_{2(g)} \rightarrow FeCl_{3(s)}$

c. Reacción de descomposición

$KClO_{3(s)} \rightarrow KCl_{(s)}$ + ...$_{(g)}$

d. Reacción de doble desplazamiento

$Pb(NO_3)_{2(ac)} + H_2SO_{4(ac)} \rightarrow$ ……

e. Reacción de combustión

$C_4H_{10(l)} + O_{2(g)} \rightarrow$ ……

3. Balancear **las siguientes ecuaciones**

a. ….$CuSO_{4(ac)}$ + …. $Al_{(s)} \rightarrow$ …. $Al_2(SO_4)_{3(ac)}$ + …. $Cu_{(s)}$

b. .....$Al_{(s)}$ + ...$NH_4ClO_{4(s)} \rightarrow$ .... $Al_2O_{3(s)}$ + ...$AlCl_{3(s)}$ + ...$NO_{(g)}$ + ...$H_2O_{(g)}$

c. ....$C_4H_{10(g)}$ + ... $O_{2(g)} \rightarrow$ ….. $CO_{2(g)}$ + ... $H_2O_{(g)}$

d. ....$FeS_{2(s)}$ + ...$O_{2(g)} \rightarrow$ ….. $Fe_2O_{3(s)}$ + ...$SO_{2(g)}$

e. .....$Al_2(SO_4)_3$ + …..$Ca(OH)_{2(ac)} \rightarrow$ …..$Al(OH)_{3(ac)}$ + …..$CaSO_{4(s)}$

4. Para **la siguiente reacción de óxido-reducción balanceada:**

$$3\ P + 5\ HNO_3 + 2\ H_2O \text{ ------> } 5\ NO + 3\ H_3PO_4$$

- ¿Cuál de los reactantes es el agente oxidante?
  ……
- ¿Cuál de los reactantes es el agente reductor?
  ……

UNIDAD 1

CONCEPTOS FUNDAMENTALES

Medición de la Materia

UNIDAD 1
CONCEPTOS FUNDAMENTALES
MEDICION DE LA MATERIA

La química, es una ciencia no solo cualitativa sino también cuantitativa. Es necesario, no solo saber cómo están formados los átomos y moléculas, sino también sus masas y los cambios de masa que se dan cuando se llevan a cabo cambios químicos

2.1.1 Unidades básicas

El Sistema Internacional de Unidades SI fue propuesto en París a la Conferencia General de Pesos y Medidas en 1960, y su empleo se ha ido extendiendo a nivel mundial en forma cada vez más intensa. EL SLUMP (Sistema Legal de Unidades de Medida del Perú) por Ley Nº 23560 establece el uso obligatorio de la **unidades SI**

UNIDADES BÁSICAS S I

MAGNITUD FÍSICA	UNIDAD	SÍMBOLO
Longitud	metro	m
Masa	kilogramo	Kg
Tiempo	segundo	s
Temperatura	Kelvin	K
Cantidad de sustancia	mol	mol
Corriente eléctrica	Ampere	A
Intensidad luminosa	candela	Cd

2.1.2 Unidades Derivadas

Las principales unidades derivadas usadas según el sistema SI son:

UNIDADES DERIVADAS SI

MAGNITUD	UNIDAD	SíMBOLO	EXPRESIÓN
Área	metro cuadrado	m^2	m^2
Volumen	metro cúbico	m^3	m^3
Densidad	kilogramo por metro cúbico	kg/m^3	kg/m^3
Fuerza	Newton	N	$kg.m/s^2$
Presión	Pascal	Pa	N/m^2

En la actualidad se ha adoptado ya el sistema SI de manera oficial para ser usado en la ciencia y la ingeniería, pero existen muchos datos físico-químicos expresados en el sistema PLS y CGS ú otras unidades, en los siguientes cuadros damos algunas equivalencias.

A continuación, se describen las unidades más usadas en química: masa, volumen y densidad.

Masa

Nos indica la cantidad de materia que posee un cuerpo. Su unidad fundamental es el kilogramo sin embargo el gramo es la unidad más usada. Para su medición se utilizan las balanzas. Algunas unidades comunes y sus equivalencias son:

1 g = 1000 mg	**1 kg = 1000 g**	**1 kg = 2,2 lb**	**1 lb = 454 g**

Volumen

Es el espacio ocupado por la materia. Los materiales más comunes para medir volúmenes son probetas, pipetas, buretas y fiolas. Algunas unidades comunes y sus equivalencias son:

1 L = 1000 mL	**1 mL = 1 cm^3**	**1 m^3 = 1000 L**

Densidad

Es una unidad derivada, se determina por la relación entre la masa de un cuerpo y su volumen.

$$\rho = \frac{\text{Masa}}{\text{Volumen}}$$

Para sólidos y líquidos la unidad es g/mL y en el caso de gases se utilizan g/L

La densidad de los cuerpos depende de la temperatura. Por ejemplo para el agua, a 4 ºC su densidad es 1 g/mL, a 20 ºC es 1,029 g/mL y a 80 ºC es 0,9719 g/mL

Se dice que cuando una sustancia es más densa que otra se hundirá, y cuando es menos densa que otra flotará en ella.

DENSIDAD DE ALGUNOS COMPUESTOS

Sustancia	Densidad g/mL a 20°C
Alcohol etílico	0,789
Aceite de algodón	0,926
Agua a 4°C	1,000
Azúcar	1,59
Magnesio	1,79

Sustancia	Densidad g/L a 20°C
CO	1,963
Nitrógeno	1,251
Aire	1,293
Oxígeno	1,429
Argón	1,78

2. 1.3 Conversión De Unidades – Método Del Análisis Dimensional

Esta técnica es poderosa y sencilla, requiere poca memorización y se basa en el manejo de diferentes unidades que expresen la misma unidad física.
La clave para utilizar el método de análisis dimensional es el empleo correcto de los Factores de conversión para cambiar una unidad en otra.
Un factor de conversión es una fracción cuyo numerador y denominador son la misma cantidad expresada en diferentes unidades. Lo utilizamos para eliminar la unidad dada y quedarnos con la unidad solicitada o deseada.

En general se tiene:

$$\text{Unidad deseada} = \text{Unidad dada} \times \frac{\text{Unidad deseada}}{\text{Unidad dada}}$$

Por ejemplo:

Convierta 500 µL a mL

$$500\ \mu L \times \frac{10^{-6}\ L}{1\ \mu L} \times \frac{1000\ mL}{1L} = 0{,}5\ mL$$

ACTIVIDAD 2.1

Realiza operaciones usando las unidades adecuadas para las magnitudes de: masa, volumen y densidad.

1. **Coloca las unidades adecuadas:**
   a) El volumen de sangre en una persona adulta es aproximadamente 4,5 _____.
   b) La presión normal de los gases es 760 _____
   c) La temperatura normal del cuerpo humano es 37 _____
   d) La masa de un hombre promedio es 70 _____
   e) La densidad de la orina es 1,003 _____/_____

2. **¿A cuántos mL equivale una jeringa que contiene 10 µL? (µ = 10^{-6})**

3. **¿Cuántas libras pesará una persona de 55 Kg?**

4. **¿Quién ocupará mayor volumen 50 g de agua o 50 g de etanol? (Dato: ρ_{etanol}=0,79 g/mL)**

2.2 UNIDADES QUÍMICAS

La química, es una ciencia no solo cualitativa sino también cuantitativa. Es necesario, no solo saber cómo están formados los átomos y moléculas, sino también sus masas y los cambios de masa que se dan cuando se llevan a cabo cambios químicos

Masa atómica

En 1963, la IUPAC, estableció que la unidad de masa atómica o uma, se define como 1/12 de la masa del átomo de $_{12}C$, y equivale a $1,67 \times 10^{-24}$ g.
En la Tabla Periódica se reporta la masa promedio de las masas de todos los isotopos naturales cada elemento.

Por ejemplo

Elemento	Masa Atómica
H	1,000 uma
O	16,00 uma
Cl	35,50 uma
Na	23,00 uma

Masa Molecular y Masa Fórmula

Para hallar la masa molecular de las moléculas (algunas veces denominada peso molecular) solo se suma las masas atómicas de los átomos que forman la molécula.

Ejemplo: La masa ó peso molecular del agua H_2O es:

2 átomos de H x 1,00uma = 2,00 uma

1 átomo de O x 16,00 uma = 16,00 uma

Masa molecular del H_20 = 18,00 uma

De igual modo podemos sacar el peso molecular de una molécula de glucosa $C_6H_{12}O_6$, esta será 180 uma

Por otro lado, cuando hablamos de sustancias iónicas como el NaCl no es apropiado hablar de moléculas (sus átomos se encuentran generalmente formando redes cristalinas llamadas **unidad formula** y no moléculas) por esto no se puede hablar de peso molecular.

El peso de estas sustancias iónicas se obtienen de la misma forma que para las moléculas con enlaces covalente, pero el término usado para expresarlo es el de ***peso formula***.

Ejemplo: El peso fórmula del cloruro de sodio NaCl es:.

1 átomo de Na x 23 uma = 23,0 uma

1 átomo de Cl x 35,5 uma = 35,5 uma

Masa ó **Peso formula del NaCl = 58,5 uma**

Mol y el Número de Avogadro (NA)

Para cualquier situación real lo que se maneja no son átomos o moléculas individuales pues su masa es muy pequeña. Lo que se hace es trabajar con una gran cantidad de átomos, moléculas o iones. Debido a ello, se hace necesario disponer de una unidad especial para referirse a esa "gran cantidad de partículas elementales, llámese átomos, moléculas o iones".

Se diseñaron muchos experimentos para determinar esta cantidad, finalmente, en 1971 el Sistema Internacional de Unidades SI, a la magnitud física "cantidad de sustancia" relacionada con el número de partículas la denomino: mol.

Este número se denomina Número de Avogadro N_A y el valor comúnmente aceptado es:

1 mol = N_A = 6,02214179 X 10^{23} unidades

Sustancia	Contiene
Carbono	6,022 x 10^{23} **átomos** de C
Hidrogeno gaseoso	6,022 x 10^{23} **moléculas** de H_2
Agua	6,022 x 10^{23} **moléculas** de H_2O
Cloruro de sodio	6,022x 10^{23} **unidades fórmula** de NaCl

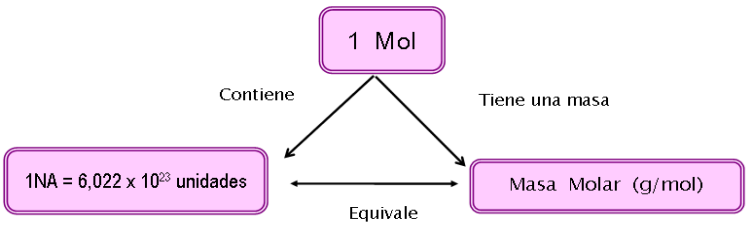
Queda claro entonces que cuando se opera con la mol, se debe especificar si son átomos, moléculas o unidades formula.

Masa Molar

La masa de 1 mol de átomos, moléculas ó unidades formula expresada en gramos se denomina **Masa molar** y sus unidades son: g/mol

Sustancia	Contiene	Masa de un mol
Carbono	6,022 x 10^{23} **átomos** de C	12,01 g
Hidrogeno gaseoso	6,022 x 10^{23} **moléculas** de H_2	2,014 g
Agua	6,022 x 10^{23} **moléculas** de H_2O	18,00 g
Cloruro de sodio	6,022x 10^{23} **unidades fórmula** de NaCl	58,50 g

Ahora bien, conociendo estos tres conceptos: mol, número de Avogadro y la masa molar podemos ahora relacionarlos.



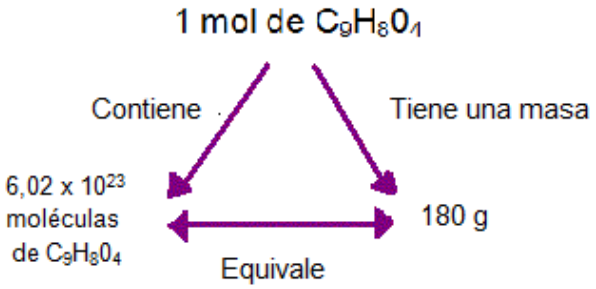
Ejemplo:

El ácido acetil salicílico $C_9H_80_4$ es el principio activo de la aspirina.

¿Cuál es la masa en gramos de 9,5 x 10^{22} moléculas de ácido acetilsalicílico?
Solución:

Tenemos que: la masa molar del $C_9H_80_4$ = (12x9) +(1x8)+ (16x4) = 180 g

Relacionemos:



Transformemos:

$$9,5 \times 10^{22} \text{ moléculas de AAS} \times \frac{1 \text{ mol}}{6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas}} \times \frac{180 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 28,39 \text{ g}$$

CONSOLIDA TUS CONOCIMIENTOS 2

1. Determine la Masa molar de los siguientes compuestos

   a) $Al(OH)_3$

   ……

   ……

   b) $Ca_3(PO_4)_2$

   ……

   ……

2. Calcule el número de moles presentes en :

   a) 360g de CH_4

   ……

   ……

   ……

   ……

   b) 6,022 x 10^{46} moléculas de H_2S

   ……

   ……

   ……

   ……

3. Determine la masa presente en:

   a) 4 moles de CO_2

   ……

   ……

   ……

   b) 3,5 moles de $Cu_3(PO_4)_2$

   ……

   ……

   ……

4. La plata se encuentra en forma de dos isotopos, cuyas masas atómicas son de 106,9041 y 108,9047 uma, respectivamente. El primer isotopo representa 51,82% y el segundo 48,18%. Determine la masa atómica promedio.

   ……

   ……

   ……

5. Complete el siguiente cuadro:

Sustancia	átomo/ unidad fórmula/ molécula	Masa molar
Au	átomo	
LiCl	Unidad fórmula	
C_2H_6		28
$Fe_4[Fe(CN)_6)]_3$		
N_2O_3	molécula	
Sulfuro de sodio		

6. Calcule la masa en gramos de 0,45 moles de K_2SO_4

……

……

……

……

……

7. Calcula el número de moles de paracetamol, en 350 mg de paracetamol. $C_8H_9NO_2$

……

……

……

……

8. ¿Cuántas moléculas de CO_2 hay en 0,0246 moles de CO_2 ?

……

……

……

……

……

UNIDAD 2

CAMBIOS EN LA MATERIA

SOLUCIONES

UNIDAD 2
CAMBIOS EN LA MATERIA

DISPERSIONES Y SOLUCIONES

4.1 DISPERSIONES

La materia en la naturaleza no suele encontrarse como sustancia pura (elementos o compuestos), generalmente éstas se encuentran como mezclas. A esas mezclas se les suele denominar dispersiones.
Una dispersión esta formada por dos fases: **fase dispersa** y **fase dispersante.** La fase dispersante es la sustancia que se presenta en mayor cantidad que las otras.
En la vida cotidiana encontramos innumerables ejemplos de dispersiones: el aire, el agua potable, el plasma sanguíneo, una gaseosa, y muchas más.

DISPERSIONES

Estado de la dispersión	Estado de la fase dispersa	Estado de la fase dispersante	Ejemplo
Gas	gas	gas	aire ($O_2 – N_2$)
Líquido	gas	líquido	gaseosa (CO_2 – agua)
Liquido	líquido	líquido	vino (etanol – agua)
Líquido	sólido	líquido	suero salino (NaCl – agua)
Sólido	sólido	sólido	Acero (C – Fe)

El tamaño de las partículas de la fase dispersa puede variar desde átomos, iones o moléculas muy pequeñas hasta conglomerados visibles a simple vista. Las propiedades de las dispersiones varían de acuerdo al tamaño de las partículas.

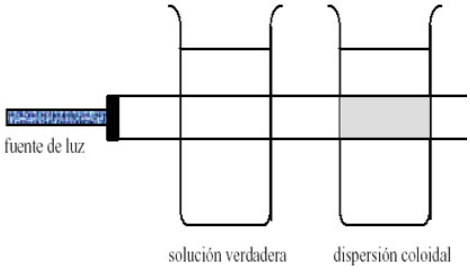
Desde este punto de vista del tamaño de las partículas dispersadas, las dispersiones se pueden clasificar en:

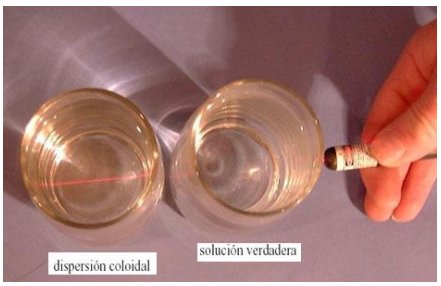
a) **Soluciones o disoluciones verdaderas**. Las partículas dispersas son de tamaño molecular o iónico (menor de 1 nm), por lo que prácticamente es imposible observarlas a simple vista. Son transparentes y no dispersan la luz (sin efecto Tyndall). Puede ser incoloras o coloreadas. Son mezclas homogéneas muy estables a la gravedad por lo que **no** sedimentan aún al cabo de un prolongado reposo. Los componentes de una solución no se pueden separar por filtración. Ejemplo: solución acuosa de NaCl

b) **Dispersiones coloidales o coloides**. Las partículas dispersas van de 1 nm hasta 100nm.
Las dispersiones coloidales pueden ser opacas o transparentes como las soluciones verdaderas, pero a diferencia de ellas presentan el fenómeno de Tyndall. No sedimentan y no se puede separar sus componentes por filtración. Ejemplo: solución acuosa de almidón.

Fenómeno de Tyndall:

Si se hace incidir un rayo de luz sobre una dispersión coloidal, éste es reflejado y refractado por las partículas coloidales, lo que permite observar la trayectoria del haz de luz.





Fuente: http://2.bp.blogspot.com/_iFdDKM3JnWQ/TOWEg0Rv9LI/AAAAAAAAAZA/miJ

c) **Suspensiones,** el tamaño de las partículas dispersadas son mayores de 100 nm, razón por la cual se sedimentan luego de cierto reposo. Por filtración las partículas dispersadas se separan fácilmente y generalmente son visibles a simple vista. Ejemplo: algunos jarabes medicinales a las que se debe agitar antes de ser ingeridas.

ACTIVIDAD 4.1 **15 MINUTOS**

Compara los diferentes tipos de dispersiones identificando e identifica principales propiedades.

1. En base a la lectura completa el siguiente cuadro:

	Suspensión	Dispersión coloidal	Solución verdadera
Tamaño de partícula			
Sedimentación			
Dispersión de la luz			
Ejemplo			

2. Clasifica las siguientes dispersiones:

	Suspensión	Dispersión coloidal	Solución verdadera
Agua oxigenada			
Sangre			
Leche de magnesia			
Jugo de piña			
Gelatina			
Inca cola			
Jalea real			
Champú			
Esmalte de uñas			

4.2 DISOLUCIONES O SOLUCIONES VERDADERAS

Una disolución o solución es una mezcla homogénea formada por un solvente y uno o más solutos.
Es importante distinguir el **soluto**, el **disolvente** y la propia **disolución**

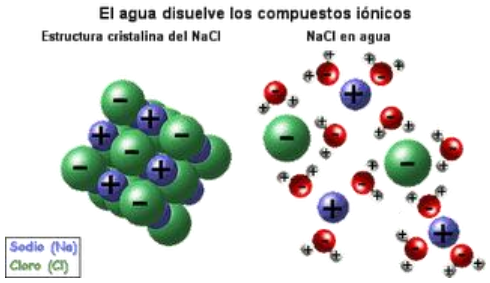
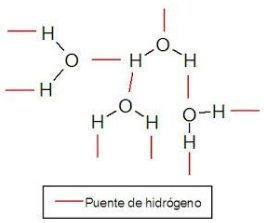
S**oluto:** es la sustancia que se disuelve
S**olvente** es la sustancia que disuelve al soluto.
Disolución, es el conjunto formado por el soluto y el disolvente

Soluto + Solvente = Disolución

Generalmente el solvente se encuentra en mayor cantidad.
El estado de soluto y solvente puede ser cualquiera: sólido, líquido o gaseoso. La solución tiene el estado físico del solvente.
Las soluciones más comunes son las acuosas (tiene como solvente agua).

4.2.1 EL PROCESO DE DISOLUCIÓN

La disolución de un soluto es un proceso que implica la rotura de las fuerzas intermoleculares implicadas. Al mezclar un disolvente con un soluto, se establecen las siguientes interacciones: soluto-soluto, disolvente-disolvente y disolvente-soluto. El proceso de disolución se dará cuando la interacción disolvente soluto es igual o mayor que las dos primeras. Sólo así las partículas de soluto abandonarán las posiciones más o menos fijas que ocupan en sus estructuras y se incorporarán a la disolución.

Na Cl en Agua	**Alcohol – Agua**
Soluto : Fuerzas electrostáticas Agua : Puentes de hidrógeno Solución : ión - dipolo	Soluto : Puentes de hidrógeno Agua : Puentes de hidrógeno Solución : Puentes de hidrógeno **"Lo similar disuelve a lo similar"**
	

ACTIVIDAD 4.2 **15 MINUTOS**

Usa las fuerzas moleculares para predecir si una sustancia se disolverá con facilidad o no en un determinado solvente

1. Cuáles de las siguientes sustancias serán solubles en agua? ¿Por qué?

Sustancia	Solubilidad /H_2O	Fundamento
KCl (s)		
Etanol (CH_3-CH_2-OH)		
C_6H_{14} (hexano)		
O_2		
$NaNO_3$		

Es importante aclarar que la solubilidad tiene un límite. Si vamos añadiendo poco a poco soluto al solvente, observamos que al principio se disuelve sin dificultad, pero si seguimos añadiendo llega un momento en que el disolvente no es capaz de disolver más; si se añade mas, el exceso de soluto no se disolverá, sino que se depositará en el fondo del recipiente, entonces:

¿Cuánto soluto se puede disolver en una cantidad dada de disolvente?

La cantidad máxima de soluto que se puede disolver recibe el nombre de **solubilidad**

4.3 SOLUBILIDAD

La solubilidad expresa la máxima cantidad de soluto que se puede disolver en una determinada cantidad de solvente a una temperatura dada.
Ejemplo: Solubilidad del NaCl a 20 ºC 36 g/100 g H_2O
(A la temperatura de 20°C , por cada 100 g de agua la máxima cantidad de NaCl que se podrá disolver es 36 g)
La solubilidad se suele expresar en:

- gramos de soluto/litro de solvente
- gramos de soluto / 100 g de solvente

Ejemplo 1:
A 20 °C se prepara una solución mezclando 100 gramos de KNO_3 y 500 mL de agua ¿Qué tipo de solución se ha formado a esa temperatura?

(Dato a 20°C la solubilidad del KNO_3= 316 g/L de agua)

A 20°C $\frac{100 \text{ g de } KNO_3}{0{,}5 \text{ L de agua}} = \frac{200 \text{ g K } NO_3}{\text{L de agua}}$ INSATURADA

Ejemplo 2:

A 50°C se disolvió 750 g de sal NaCl en 2L litros de agua, luego se enfrío la solución hasta 20°C ¿se formara precipitado?, si es así, cuanto de sal precipitara y cuanto quedara en la solución.

(Dato a 20°C la solubilidad del NaCl= 360 g/L de agua)

A 50°C $\frac{\text{750 g de NaCl}}{\text{2 L de agua}} = \frac{\text{375 g NaCl}}{\text{L de agua}}$

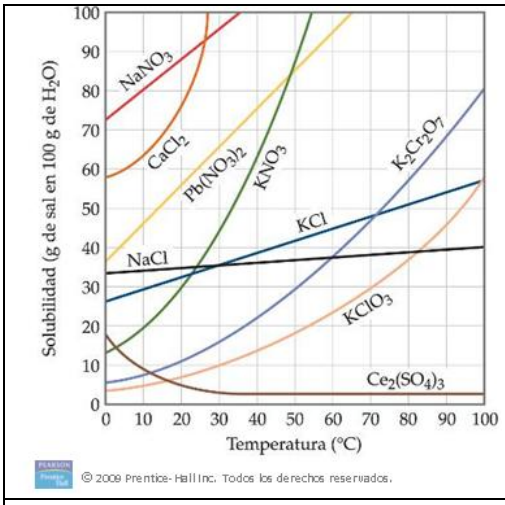
SI FORMA PRECIPITADO
15 g de NaCl precipita y 360 g queda en solución

ACTIVIDAD 4.3 **10 MINUTOS**

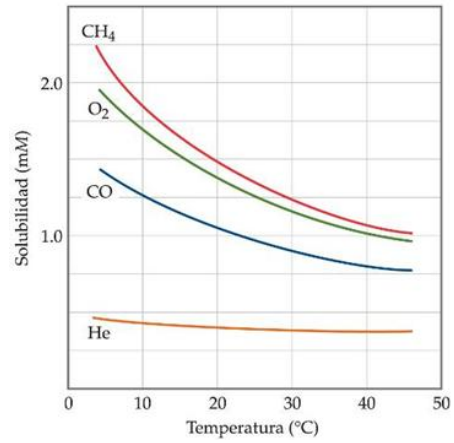
Interpreta el valor numérico de la solubilidad y explica los factores que influyen sobre ella.

1. Con tus propias palabras escribe que es solubilidad.
   ……
   ……

2. Observa los siguientes gráficos y contesta



Solutos : Sólidos



Solutos : Gases

a. ¿Como es la relación: solubilidad y temperatura?
   ……
   ……
   ……
   ……

3. Observa el siguiente gráfico y contesta:

b. A 20°C ¿Cuánto de bromuro de potasio se podrá disolver como máximo en 100 mL de agua?

……

c. A 20°C y en 100 mL de agua ¿Quién podrá disolverse más el nitrato de potasio o el sulfato de cobre (II)? ¿cuánto más?

……

d. A 20°C ¿Cuál es la solubilidad del $CuSO_4$? y a 40°C ¿su solubilidad aumenta o disminuye? ¿en que cantidad?

……

e. A 20°C ¿Cuánto de $CuSO_4$ se podrá disolver como máximo en 300 g de agua?

……

f. A 20°¿Se podrá disolver totalmente 40 g de $CuSO_4$ en 100 mL de agua? De no ser así ¿ que cantidad no se disuelve?

……

g. A 20° ¿Se podrá disolver totalmente 100 g de KNO_3 en 200 mL de agua?

……

4.4 CLASIFICACIÓN DE LAS SOLUCIONES SEGÚN SU SOLUBILIDAD

De acuerdo a su solubilidad las soluciones pueden ser saturadas e insaturadas.

Una solución saturada es aquella que contiene tanto soluto como pueda disolver el solvente a una presión y temperatura determinada, si se añade mas soluto este ya no se puede disolver.
Solución insaturada es aquella que contiene menos cantidad de soluto que la que se requiere para saturar dicha solución..
Solución sobresaturada Es aquella en la que el soluto es mayor que la de una solución saturada. Estas soluciones se suelen obtener subiendo la temperatura de la solución y dejándola enfriar lentamente.. Esta solución es inestable y cualquier cambio por pequeño que sea, provocará que el exceso de soluto se cristalice, separándose de la solución.
Además, relativamente las soluciones se pueden expresar como **diluidas o concentradas**. Se denominan diluidas cuando contienen una cantidad relativamente baja comparada con el límite de solubilidad y es concentrada cuando contiene una cantidad relativamente cerca al límite de solubilidad.

ACTIVIDAD 4.4 **10 MINUTOS**

Clasifica las soluciones de acuerdo a su solubilidad.

1. **Si** la solubilidad del NaCl es 36 g/100g de agua a 20°C, indique ¿cuántos gramos de NaCl se podrá disolver en ½ litro de agua? y ¿en 2 litros? y si calienta hasta 40°C ¿ se disolverá igual?
   ……
   ……
2. Se prepara una solución de NaCl a 20 ºC, disolviendo 72 g de la sal en 500 mL de agua. ¿Se trata de una solución saturada? ¿Por qué?
   (Dato Solubilidad NaCl = 36g/100 g H_2O)
   ……..
   ……
   ……
   ……

3. A 20 °C se prepara una solución mezclando 100 gramos de KNO_3 y 500 mL de agua ¿Qué tipo de solución se ha formado a esa temperatura?
   (Dato a 20°C la solubilidad del KNO_3= 316 g/L de agua)
   ……
   ……
   ……
   ……
   ……

4.5 CONCENTRACIÓN DE LAS SOLUCIONES

La cantidad de soluto disuelto por unidad de peso o volumen de solución se denomina concentración

La concentración de las soluciones se pueden expresar mediante unidades físicas y unidades químicas.

Unidades físicas.- Cuando la cantidad de soluto se mide en masa o volumen.
Unidades químicas.- Cuando la cantidad de soluto se mide en moles o equivalentes gramo

Unidades físicas	Unidades químicas
% masa/masa (m/m)	Molaridad
% masa/volumen (m/V)	Normalidad
% volumen/volumen (V/V)	
ppm	

4.5.1 Unidades Físicas

- **Porcentaje en masa** (% masa/masa o m/m)
  Es la masa de soluto (g) entre la masa de la solución (g) multiplicado por 100.

$$\%\text{masa} = \%m/m = \frac{m_{sto}}{m_{sol}} \; x\,100$$

- **Porcentaje masa-volumen** (% masa/volumen o m/v)
  Es la masa de soluto (g) entre el volumen (mL) de la solución multiplicada por 100.

$$\%\text{masa volúmen} = \%\,m/V = \frac{m_{sto}}{V_{sol}} \; x\,100$$

- **Porcentaje en volumen** (% volumen/volumen o v/v)
  Es el volumen de soluto (mL) entre el volumen de la solución (mL) multiplicado por 100.

$$\%\text{volúmen} = \%\,V/V = \frac{V_{sto}}{V_{sol}} \; x\,100$$

- **Partes por millón (ppm)**

Se define como los miligramos de soluto disueltos en un 1 litro ó kilo de solución. Se aplica para concentraciones muy bajas
Se expresan generalmente en: mg/kg ; mg/L; μg/mL; μg/g .

$$ppm = \frac{m_{sto(g)}}{m_{sol\,kg)}} x10^{6} \qquad ppm = \frac{m_{sto(mg)}}{m_{sol(kg)}} \qquad ppm = \frac{m_{sto(mg)}}{V_{sol(L)}}$$

ACTIVIDAD 4.5 **20 MINUTOS**

Resuelve problemas utilizando diferentes unidades físicas de concentración

1. Calcular el porcentaje en masa (% m/m) de las siguientes soluciones:

a) 25 g de sal de NaBr en 100 g de agua.

……
……

b) 22 g de ácido sulfúrico (H_2SO_4) disuelto en 200 g de agua.

……
……

c) 32 mL de etanol (C_2H_5OH) disuelto en 750 mL de agua. Densidad del etanol: 0,78g/mL.

……
……

2. ¿Cuántos gramos de azúcar deberán disolverse en 315 mL de agua para darnos una solución del 25% m/m?

……
……

3. Calcular el % V/V de las siguientes soluciones:

a) 30 mL de etanol disuelto en 750 g de agua.

……
……

b) 0,25 moles de HCl (densidad 1,18 g/mL) en 500 mL de agua

……
……

c) 10 g de KCl (densidad 1,12 g/mL) disuelto en agua hasta completar 40 mL de solución.

……
……

4. Se desea preparar 1,5 kg de una solución al 25% m/v y densidad 1,2 g/mL. Calcule las masas de soluto y solvente necesario.

……
……

5. Se determina que una muestra de agua contiene 0,02 ppm de Plomo. ¿Cuántos gramos de plomo habrá en 3 litros de dicha muestra?

……
……
……
……

6. Las soluciones de ácido acético se suelen usar para visualizar las lesiones pre-cancerígenas y cancerígenas del cuello uterino. En el laboratorio de Farmacología se tiene un frasco de ácido acético al 5% m/v.
Si para teñir dichas células se necesita 0,2 g de ácido acético ¿ cuántos mL de la solución se deberá usar?

……
……
……
……

7. Un niño de 3 años ingiere 10 tabletas de un medicamento utilizado por su padre en el tratamiento de la gastritis (los confundió con caramelos). Cada tableta pesa 10 mg. El niño fue ingresado al hospital y los médicos evalúan su estado.
Si la cantidad aproximada de sangre de un niño de tres años es de 2L ¿Cuál será la concentración del medicamento en la sangre del niño (en ppm)? ¿la concentración es letal?
(Datos: 22% del medicamento ingerido se disolvió en la sangre. Dosis letal del medicamento 200 mg/L)

……
……
……
……

8. El flúor ayuda a combatir la caries dental y los gérmenes que causan el color amarillento de los dientes. Por ello se usa en los geles, pastas y toques dentales. La concentración permitida es de 550 ppm de fluoruro en los geles dentales para niños, y de 1100 a 1500 ppm de fluoruro en geles dentales para adultos. Se tiene un gel dental Koly Fresh de 120g que tiene disuelto 0,10g de fluoruro. Éste gel ¿podrá ser usado para niños?

……
……
……
……

CONSOLIDA TUS CONOCIMIENTOS 4.1

1. ¿Qué volumen de agua se deberá usar como mínimo para disolver totalmente 0,5 moles de KNO_3 ? (Dato Solubilidad de KNO_3 = 31,6 g/100 g de agua)

……
……
……
……

2. Calcule el porcentaje en masa de las siguientes soluciones, e indique cual es el soluto y cual el solvente.

a. 15 g de NaOH mas 150 g de agua

……
……

b. 25 g de $CuSO_4.5H_2O$ + 250 g de agua.

……
……

c. 60 g de NaCl en 200 mL de agua(d=1g/mL)

……
……

d. 500mg de glucosa + 150 g de H_2O

……
……

e. 0,050 moles de I_2 en 150 g de CCl_4

……
……

3. En medicina se usan mucho las soluciones estériles de NaCl en agua. Explique como se prepara 2 L una solución 0,9 % de NaCl en agua, conocida como suero fisiológico.

……
……
……
……

4. Calcule el porcentaje en masa de glucosa en una solución que contienen 45 g de glucosa en $7{,}5 \times 10^{5}$ mg de agua.

……
……
……
……

5. Se determina que una muestra de agua contiene 0,02 ppm de Plomo. ¿Cuántos gramos de plomo hay en 2 litros de esta solución? (ppm= mg soluto / L solución)

……
……
……
……

6. ¿Qué masa de sacarosa hay en 1,5 kg de una solución de sacarosa al 0,25 % en masa?

……
……
……
……

7. Halle el % v/v de una solución que se preparó mezclando 10 mL de metanol en 40 mL de agua. Indique el soluto y solvente.

……
……
……
……

4.6 Unidades Químicas

Molaridad

La molaridad (M) es el número de moles de soluto por cada litro de disolución.

$$M = \frac{\text{mol de soluto}}{V_{sol}(L)}$$

Normalidad

Es el número de equivalentes gramo de soluto contenidos en un litro de solución.

$$N = \frac{\text{Nºeq-g}_{\text{soluto}}}{V_{sol}\,(L)} \qquad \text{Nºeq-g}_{\text{soluto}} = \frac{\text{masa (g)}}{\text{P eq}}$$

Peso equivalente = P eq

$$\text{P eq}_{\text{soluto}} = \frac{\text{masa molar sto (g)}}{\theta}$$

Donde: θ = puede ser:

Sustancias	Valor de θ	Ejemplo
Ácidos	Depende de H^+	HCl : 1 H_2SO_4 :2
Bases	Depende de OH^-	NaOH : 1 $Ca(OH)_2$: 2
Óxidos	Nº oxígenos x 2	CaO : 2 Al_2O_3 : 6
Sales	Estado de oxidación del catión x nº átomos del catión.	Na_2CO_3 : 2 $Al_2(SO_4)_3$: 6

Regla Práctica: N = M x θ

ACTIVIDAD 4.6

Resuelve problemas utilizando diferentes unidades químicas de concentración

EN PAREJA **20 MINUTOS**

1. Determine la molaridad de las siguientes soluciones que se prepararon disolviendo:

a) 0,1 moles de NaCl en 250 mL de solución.

.....
.....
.....
.....

b) 49 g de H_2SO_4 en 250 mL de solución.

.....
.....
.....
.....

2. ¿Qué cantidad de soluto se necesita para preparar?

a) 400 mL de solución 0,5M de CaCl2

.....
.....
.....
.....

b) 3000 mL de solución 3M de $Mg(OH)_2$

.....
.....
.....
.....

3. ¿Cuántos gramos de $Al(OH)_3$ están disueltos en 3 litros de solución 0,2M?

.....
.....
.....
.....

4. Halle la normalidad para las siguientes soluciones:

a) 70 g de H_3PO_4 en 2 litro de solución

……
……
……
……

b) 500 mL de una solución al 30% en peso de H_2SO_4, si la densidad de la solución es 1,16g/mL

……
……
……
……

5. José, se hace un chequeo para medir su nivel de glucosa, debido a la constante fatiga y mareos que presenta. El resultado fue el siguiente:

Nivel de glucosa en la sangre = 1,27 milimoles/100 g de sangre

Se sabe que el nivel de glucosa en una persona diabética =135 mg glucosa/100 mL de sangre
(Dato: Densidad de la sangre 1,2 g/mL)
Determine:

a) La concentración molar de glucosa en la sangre de José.

……
……
……
……

b) La concentración molar de glucosa en una persona diabética.

……
……
……
……

c) Según los resultados, es José diabético?, ¿necesita tratamiento?

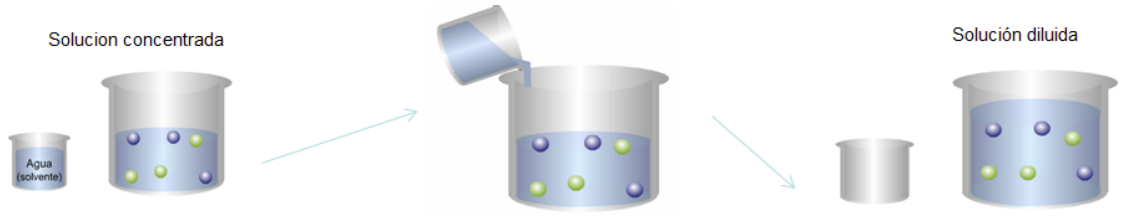
……
……
……
……

4.7 DILUCIONES

.

En el laboratorio de análisis químicos, microbiológico, bioquímico etc.es frecuente diluir soluciones concentradas para obtener soluciones de menor concentración. o mezclar soluciones de un mismo tipo de reactivo.

La dilución consiste en agregar solvente a un solución con la finalidad de disminuir su concentración.



Debemos observar:

1. Los volúmenes son aditivos.

$$V_{SC} + V_{agua} = V_{SD}$$

2. Si se diluye una solución, el volumen de la solución aumenta, pero el número de moles de soluto de la solución permanece constante.

$$n_{SC} = n_{SD}$$

3. El numero de moles de la solución concentrada es $n_{SC}=M_{SC} \times V_{SC}$ y de la solución diluida es $n_{SD}=M_{SD} \times V_{SD.}$ Como el numero de moles es el mismo para el caso de diluciones podemos usar la siguiente fórmula:

$$\mathbf{M_{SC} \times V_{SC} = M_{SD} \times V_{SD}}$$

MEZCLAS

Otra operación frecuente en el laboratorio es la de mezclar soluciones de un mismo tipo de reactivo pero de concentraciones diferentes. Para Hallar la concentración de la mezcla final se puede usar la siguiente fórmula:

$$\mathbf{M_1 \times V_1 + M_2 \times V_2 = M_3 \times V_3}$$

ACTIVIDAD 4.7

Dado una caso, analiza la operación efectuada y halla la nueva concentración (dilución, titulación o mezcla)

1. Se tiene 100 mL de H_3PO_4 2N, ¿cuántos mL de agua le debemos agregar para que su concentración disminuya a 0,166 N?

……
……
……
……

2. Se tiene una solución de NaOH 4M, ¿cuántos mL de esta solución se deberá usar para preparar 2 litros de una solución 2,5M?

……
……
……
……

3. Calcule la molaridad de las siguientes mezclas:

a) 0,5 L de 2N de ácido fosfórico con 700 mL de agua

……
……
……
……

b) 500 mL se solución de KOH 0,4M con 300mL de agua

……
……
……
……

c) 300 mL de HNO_3 0, 4M con 200 mL de HNO_3 1,2M

……
……
……
……

d) 2 L de solución 2N de CaS con 8 L de CaS 1,2M

……
……
……
……

CONSOLIDA TUS CONOCIMIENTOS 4.2

1. Calcule la molaridad de las siguientes soluciones que se preparo disolviendo 40 g de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) en agua, hasta formar 500 mL de solución.

……
……
……
……

2. Calcule la normalidad de la solución que se preparo disolviendo 500 mL de una solución de $CuCl_2$ cuya concentración en masa es 28% y de densidad de 0,90 g/mL

……
……
……
……

3. Se mezclan 50 g de un solvente A con 2 g de un soluto A y 4 g de un soluto B. Halle los % de A y B en la solución.

……
……
……
……

5.3 GASES IDEALES

Los gases son el estado menos compacto y más móvil de los tres estados de la materia. Un gas es un conjunto de átomos o moléculas que se encuentra en este estado a temperatura y presión normal o estándar es decir a 0°C y 1 atm de presión, que se mueven con independencia a través de un volumen que es sobre todo, espacio vacío.

Teoría Cinético Molecular

Para el estudio de los gases estudio se ha diseñado un ***gas ideal***, este gas es un modelo teórico
De acuerdo a la *teoría cinética molecular* un gas consiste en moléculas en movimiento constante y aleatorio y cumplen con los siguientes postulados:

1. El volumen de las partículas del gas es despreciable en comparación con el volumen total.
2. No hay fuerzas entre las partículas, ni atracción ni de repulsión.
3. Las colisiones de las partículas del gas son elásticas.
4. La energía cinética promedio de las partículas del gas es proporcional a su temperatura absoluta. Un gas que sigue la teoría cinética molecular es un gas ideal.

Propiedades Generales de los Gases

1. Sus partículas se encuentran relativamente separadas.
2. Sus partículas son muy móviles.
3. Los gases toman la forma y ocupan todo el volumen del recipiente que los contiene.
4. Los gases se comprimen con facilidad

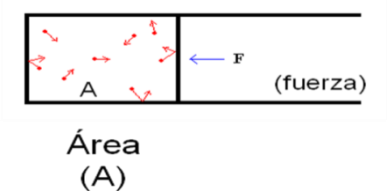
Las propiedades de los gases quedan definidas por cuatro variables:

1. Presión (P),
2. Temperatura (T),
3. Volumen (V), y
4. moles (n).

Las relaciones específicas entre estas cuatro variables se denominan leyes de los gases.

Presión

Las colisiones de las partículas en movimiento al azar contra las paredes del recipiente ejercen una fuerza por unidad de área que percibimos como **presión.**
La presión (P) es la medida del efecto de la distribución de fuerzas normales (perpendiculares) aplicadas sobre una superficie o área.



$$\text{Presión} = \frac{\text{Fuerza}}{\text{Área}} = \frac{F}{A}$$

La unidad SI, para la presión es Pascal (N/m^2) sin embargo, se suelen utilizar otras unidades como atmósfera (atm), milímetro de mercurio (mmHg) o torricelli (torr).

101 325 Pa = 1 atm = 760 mmHg = 760 torr

Presión atmosférica

Es la presión que la atmósfera ejerce sobre la superficie de la Tierra.

Atmósfera

La masa que rodea la Tierra. No se conoce el límite exterior de la atmósfera; pero más del 99% de ella queda por debajo de una altura de 32 Km (20 millas)

Composición volumétrica de la atmosfera

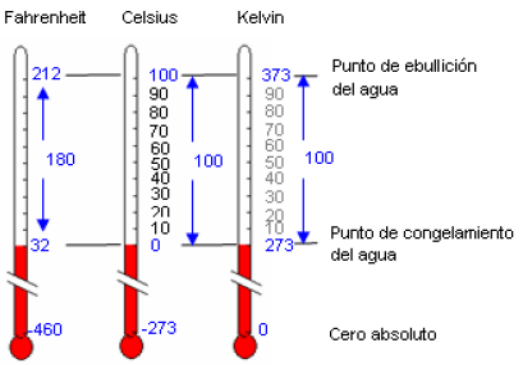
Gas	% volumetrico
N_2	78,08
O_2	20,95
Ar	1,0
CO_2	0,033
Ne	0,0018
He	0,0005
CH_4	0,0002
Kr	0,0001
Xe, H_2, N_2O	trazas

Temperatura

Es una medida de la intensidad de la energía térmica. Desde el punto de vista microscópico, la temperatura es una medida del grado de agitación molecular de una sustancia. El instrumento más común para medir la temperatura es el termómetro

Tres son las escalas más empleadas: Centígrada ó Celsius (°C), Fahrenheit (°F), y Kelvin (K). Las escalas Kelvin es llamada escala absoluta por que parte del llamado cero absoluto, que es la temperatura a la cual teóricamente las moléculas de todas las sustancias no se mueven ni vibran

ESCALAS DE TEMPERATURA MÁS USADAS



Las escalas Celsius y Fahrenheit son llamadas escalas relativas, para obtener el cero de su escala usan sustancias de referencia (la temperatura de fusión del agua y una mezcla refrigerante de hielo, sal común y una sal amoniacal respectivamente).Si observamos la figura podemos advertir que hay 100 grados Celsius y 100 grados kelvin entre los puntos de congelación y de ebullición del agua, pero hay 180 grados Fahrenheit entre estas dos temperaturas.

Por tanto, las fórmulas para las conversiones respectivas son:

K = ºC + 273,15	**°F = (1,8 °C) + 32**	**1,8 ºC = ºF - 32**

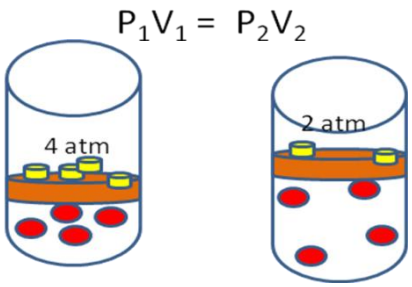
LEYES DE LOS GASES

A diferencia de los sólidos y líquidos, gases diferentes tienen un comportamiento físico muy similar, sin que importe su constitución química. Por ejemplo, el helio y el flúor, aunque con propiedades químicas muy distintas, son casi idénticos en cuanto a su comportamiento físico.

Ley de Boyle

Relaciona la presión y el volumen de un gas, manteniendo la temperatura constante. También se le denomina ley de las Isotermas
El volumen de un gas varía inversamente con la presión. Es decir
V α 1/P o PV = k, a n y T constantes.

Ley de Boyle



Ejemplo
Si 4,00 L de gas a 1,04 atm sufren un cambio de presión a 745 mmHg a temperatura constante, ¿Cuál es su volumen final?

Datos :
V_1 = 4,00 L
P_1 = 1,04 atm
P_2 =745 mmHg×(1 atm / 760mmHg) = 0,98 atm
V_2 = ?
como:

De acuerdo a La ley de Boyle: $P_1V_1 = P_2V_2$
Aplicando:

V_2= ((1,04 atm) (4.00L)) / 0,98 atm = **4.25 L**

Ley de Charles:

Relación el volumen y la temperatura de un gas, manteniendo constante la presión. También se le denomina ley de las *isobaras.*

El volumen de un gas varía directamente con su temperatura. Es decir, V α T o V/T = k, a n y P constantes.

Ley de Charles

$$V_1/T_1 = V_2/T_2$$

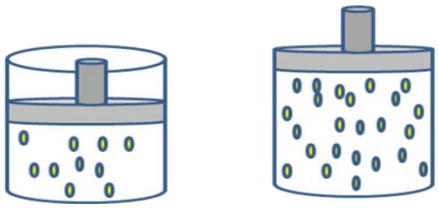
Ley de Avogadro

Relación entre el volumen y la cantidad de sustancia, manteniendo constante la presión y la temperatura.

El volumen de un gas varía directamente con su cantidad de sustancia. Es decir, V α n o V/n = k, a T y P constantes

Ley de Avogadro

$$V_1/n_1 = V_2/n_2$$



ECUACIÓN GENERAL DE LOS GASES IDEALES

Las tres leyes individuales de los gases se combinan en una sola **ley de los gases ideales**:

PV = nRT

Donde R = constante universal de los gases

R = 0,082 atm L/mol K = 62,4 mmHg L/mol K = 8,314 kPa L /mol K

El volumen molar estándar de un gas ideal es de 22,4 L, a temperatura y presión estándar (TPN) es decir temperatura 0°C y presión 1 atm.

Ejemplo:
El hidrógeno (H_2) es un gas incoloro, inodoro. Calcule la presión (en atm) ejercida por 1,82 moles del gas en un recipiente de acero de 5,43 L de volumen a 69,5ºC.

Usando la ecuación general de los gases y despejando la presión (P) queda:

$$P = \frac{nRT}{V} = \frac{(1{,}82\ \text{mol})\,(0{,}0821\,\text{L}\times\text{atm/K}\times\text{mol})\,(69{,}5+273\ \text{K})}{5{,}43\ \text{L}}$$

$$P = 9{,}42\text{atm}$$

ACTIVIDAD 5.1 **10 MINUTOS**

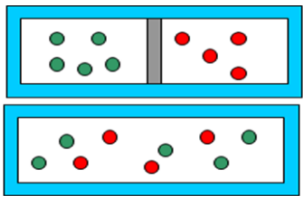
Predice como varía la presión, volumen, temperatura de los gases en fenómenos fisiológicos usando la ecuación general de los gases ideales

1. Una muestra de gas ocupa un volumen de 521 mL a 0,75 atm. Si la temperatura se mantiene constante, ¿Cuál será la nueva presión si el volumen aumenta a 766mL.

2. Una lata de rocío en un volumen de 456 mL contiene 3,18 g de gas propano (C_3H_8) como propelente.
   a) Calcule la presión del gas a 23°C;
   b) ¿Qué volumen ocupa el propano a temperatura y presión normal?
   c) La etiqueta de la lata indica que la exposición a temperaturas mayores de 130°F podría explosionar. ¿Qué presión habría en la lata a esta temperatura?

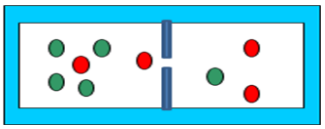
EFUSIÒN Y DIFUSIÒN DE GASES

Difusión



Debido a su movimiento molecular, los gases exhiben la propiedad de la **difusión**, que es la capacidad de dos o más gases de mezclarse de manera espontánea hasta formar una mezcla uniforme.

Efusión



La efusión es un proceso mediante el cual las moléculas de gas escapan por un orificio muy pequeño de un recipiente de mayor presión a otro de menor presión.
El químico escoses Thomas Graham (1 805 – 1 869) observó que la velocidad de efusión depende de la densidad de los gases.
Esta observación condujo a la ley de efusión de Graham: “La velocidad de efusión de dos gases a la misma temperatura y presión es inversamente proporcional a la raíz cuadrada de su densidad o masa molar”

$$\frac{v_a}{v_b} = \sqrt{\frac{\overline{M}_b}{\overline{M}_a}}$$

Donde:

v_a y v_b velocidad de efusión del gas a y b respectivamente
Ma, masa molar del gas a
Mb, masa molar del gas b

CONSOLIDEMOS 5

Habilidad: Explica el comportamiento de los gases ideales

1. ¿Cuál de los siguientes tanques contiene mayor cantidad de gas propano (en moles)?

35×10^{25} moléculas | 4 kg | 50 moles

2. ¿Cuál de los siguientes tanques ejerce mayor presión?

1,3 atmósfera	790 mm Hg	150,23 kPa

3. Un tanque puede resistir hasta 1320 mm Hg. Si dicho tanque se llena con un gas a 1atm de presión y a 27°C ¿cuál será la máxima temperatura a la que se puede calentar el gas para que el tanque no estalle?

……
……
……
……

4. ¿A qué temperatura se duplicará el volumen de una muestra de gas a 27ºC si la presión permanece constante?

……
……
……
……

5. Muchos gases se envasan en recipientes metálicos a alta presión. Considere un tanque de acero cuyo volumen es 100 L y contiene oxígeno gaseoso a una presión de 15 atm y 20°C. ¿Qué volumen ocuparía esta cantidad de gas a 25 °C y 1 atm?

……
……
……
……

6. Una lata de helio gaseoso 492 mL que se usa para inflar globos en fiestas, indica en la etiqueta que a 1 atm de presión puede inflar 500 globos de 400 mL cada uno ¿Qué presión hay en el interior de la lata?

……
……
……
…….

7. A qué temperatura deberemos calentar 2 moles de nitrógeno contenidos en un recipiente de 40 L de capacidad para que su presión sea de 4,5 atm?

……
……
……
…….

8. A 23ºC y 738 mm de Hg de Presión, la densidad del cloruro de hidrógeno es 1,46g/L. ¿Cuál es la masa molecular de la sustancia?

……
……
……
…….

9. De acuerdo a la siguiente ecuación calcule:

$H_{2\,(g)} + Cl_{2\,(g)} \rightarrow 2\,HCl_{(g)}$

   a. El volumen de hidrógeno a CN que se combinará con 3 moles de cloro para formar cloruro de hidrógeno.
   b. La masa de HCl que se formará.

……
……
……
…….
……
……

10. El % en masa de bicarbonato de sodio en una tableta de alka seltzer es de 32.5 %. Calcule el volumen (mL) de CO_2 que se produce cuando una persona ingiere una tableta de 329 g a 37 °C. La reacción que ocurre en el estómago es la siguiente:

$$NaHCO_{3(s)} + HCl_{(ac)} \rightarrow CO_{2(g)} + H_2O + NaCl_{(ac)}$$

……
……
……
…….

11. En un incendio se producen gases altamente contaminantes principalmente por la combustión de materiales plásticos. Dentro de estos gases se encuentran el NO, el HCN y el NO_2.
   a. Analice cual de los gases será el primero en llegar a las vías respiratorias de las victimas en un incendio.
   b. ¿Cuánto más rápido se desplaza el NO que el NO_2?

UNIDAD 2

CAMBIOS EN LA MATERIA

ESTEQUIOMETRÍA

UNIDAD 2

CAMBIOS DE LA MATERIA

3. ESTEQUIOMETRÍA

La materia sufre cambios físicos y químicos. Los cambios químicos se expresan mediante una ecuación química.
Las ecuaciones químicas constituyen un lenguaje preciso para indicar no solo los aspectos cualitativos de los cambios químicos sino también los aspectos cuantitativos. Esto es, las ecuaciones químicas sirven para calcular las cantidades de sustancias que intervienen en las reacciones químicas.

3.1 RELACIONES ESTEQUIOMETRICAS

La estequiometria estudia las relaciones cuantitativas (cantidades) entre reactivos y productos en una ecuación química balanceada.
Los coeficientes de una ecuación química balanceada se pueden interpretar, tanto como los números relativos de moléculas comprendidas en la reacción (a nivel microscópico) o como los números relativos de moles (a nivel macroscópico)

A partir de una ecuación balanceada podemos deducir una serie de relaciones matemáticas sencillas. A la relación cuantitativa de los elementos que intervienen en una reacción química se le denomina **estequiometria.** Veamos entonces:

A nivel microscópico

$$CH_{4(g)} + 2\,O_{2\,(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + 2\,H_2O$$

1 molécula **2 moléculas** **1 molécula** **2 moléculas**

A nivel macroscópico

	$CH_{4(g)}$ + $2\,O_{2\,(g)}$ → $CO_{2(g)}$ + $2\,H_2O$			
A nivel de moléculas N_A=6,022x10^{23} moléculas	**6,022x10^{23}**	**2 x 6,022x10^{23}**	**6,022x10^{23}**	**2 x 6,022x10^{23}**
A nivel de moles 6,02x10^{23} moléculas= 1 mol	**1 mol**	**2 moles**	**1 mol**	**2 moles**
A nivel de masa	**16 g**	**2 x 32 g**	**44g**	**2x 18g**
Ley de conservación de la materia	**80 g**		**80 g**	

Como vemos, podemos relacionar moles, moléculas, masas de los reactantes y productos que forman parte de una reacción química.

Ejemplo

El sodio es un metal reactivo que reacciona en forma instantánea con agua para dar gas hidrógeno y una disolución de hidróxido de sodio, NaOH ¿Cuántos gramos de sodio metálico se necesita para obtener 7,81 g de hidrógeno según la siguiente reacción?

1. Planteamos y balanceamos la ecuación:

$$2Na_{(s)} + 2\,H_2O_{(l)} \rightarrow 2\,NaOH_{(ac)} + H_{2\,(g)}$$

2. Colocamos los datos y las relaciones estequiometricas respectivas:

$$\mathbf{2\,Na_{(s)}} + 2\,H_2O_{(l)} \rightarrow 2NaOH_{(ac)} + \mathbf{H_{2\,(g)}}$$

Dato	X g	7,81 g
RE	2 moles = 46 g	1 mol = 2 g

3. Hallamos la cantidad solicitada

$$\frac{X\ g}{46\ g} = \frac{7{,}81\ g}{2\ g} \qquad X = 177{,}85\ g \text{ de Na}$$

ACTIVIDAD 3.1

Interpreta la información contenida en una ecuación química y establece relaciones cuantitativas entre reactivos y productos.

EN PAREJA: **15 MINUTOS**

1. La reacción entre el hidróxido de sodio, NaOH, y el ácido sulfúrico, H_2SO_4, es de neutralización con producción de sulfato de sodio, Na_2SO_4, y agua.

   a) ¿Cuántos moles de hidróxido de sodio se necesitan para neutralizar 10 mol de ácido sulfúrico?

   ……
   ……
   ……
   ……

   b) ¿Cuántos gramos de agua se produjo teóricamente?

   ……
   ……
   ……
   ……

2. La glucosa se metaboliza cumpliendo la siguiente reacción:

$$C_6H_{12}O_6 + O_{2\,(g)} \rightarrow CO_{2\,(g)} + H_2O_{\,(l)}$$

a) Si se consume una barra de chocolate que contiene 20 g de glucosa, $C_6H_{12}O_6$, ¿qué masa de oxígeno se necesita para metabolizarla?

……
……
……
……

b) ¿Cuántas moles de dióxido de carbono se producen teóricamente?

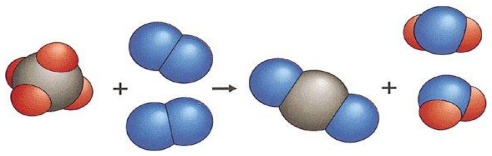
……
……
……
……

3.2 REACTIVO LIMITANTE

Está claro que, para poder obtener una determinada cantidad de producto debo utilizar la cantidad de reactivos que la estequiometría de esa reacción me indica.

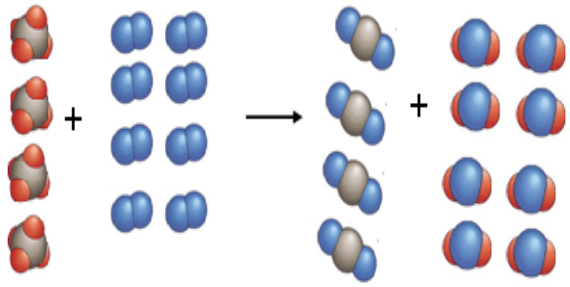
Ejemplo:

La reacción siguiente, me indica que si deseo obtener 1 mol de CO_2 y 2 moles de agua deberé poner a reaccionar 1 mol de metano y 2 moles de oxígeno.



Los coeficientes estequiométricos de la ecuación química balanceada me indica que esas son las cantidades necesarias.

$$CH_4 + 2O_2 \longrightarrow CO_2 + 2H_2O$$



Ahora bien, si deseamos obtener 8 moles de agua como producto de la combustión del metano, obviamente tendré que usar 4 moles de CH_4 y 8 moles de O_2.

En este caso todo el metano y el oxigeno reaccionará y ningún reactivo sobrará

Cuando se trabaja de esta manera se dice que estamos trabajando con cantidades estequiométricas.

Pero por lo general empleamos una cantidad menor o mayor que la estequiometría me indica sobre todo cuando uno de los reactivos es muy costoso ó difícil de conseguir.

Para determinar la cantidad de producto que se obtendrá es necesario corroborar si los reactivos están o no en relaciones estequiométricas. Si no lo están es imprescindible identificar el **reactivo limitante**.

ACTIVIDAD

Con 2 moles de metano y 6 moles de oxígeno, forma la máxima cantidad de CO_2 y H_2O que puedas. Realiza un esquema que represente la reacción de combustión del metano.

……
……
……
……

¿Te sobro algún reactivo? ¿Qué reactivo se consumió totalmente?

……

El reactivo que sobro se denomina REACTIVO EN EXCESO

El reactivo que se consumió totalmente se denomina REACTIVO LIMITANTE. Se le denomina reactivo limitante, porque el determina la cantidad de producto a obtener. Cuando el se consume ya no se forma más producto, por lo tanto, la reacción química termina.

¿Cómo determinar el reactivo limitante?

Ejemplo

¿Cuántas moles de agua se producirán si mezclamos 200 g de oxigeno y 40 g de hidrogeno?

Procedimiento	
1. Plantee y balancee la ecuación	$2H_{2\,(g)} + O_{2\,(g)} \Rightarrow 2\,H_2O_{\,(g)}$
2. Coloque los datos de los componentes con sus respectivas unidades	**DATO** 40 g **200g** → **x moles**
3. Coloque las relaciones estequiométricas correspondientes. **Verificar unidades**	**R:E** 4 g **32 g** → **2 moles**
4. Determine el reactivo limitante y el reactivo en exceso: - Artificio para determinar el Reactivo Limitante Dividir Dato/RE Dato 40g =10 200g = 6,25 R.E 4 g 32 g **R.L** El reactivo que de la **menor** relación el **limitante**	
5.Determine la cantidad de producto usando **el reactivo limitante**	X = 12,5 moles

ACTIVIDAD 3.2

Calcula y determina el reactivo limitante y el reactivo en exceso.

INDIVIDUAL **15 MINUTOS**

1. En las siguiente ecuación, determine :

a. El reactivo limitante y el reactivo en exceso.

Ecuación balanceada	$KOH + HNO_3 \rightarrow KNO_3 + H_2O$
Dato: Se puso a reaccionar	16 g 12 g
Relación Estequiométrica	
Reactivo Limitante	

b. La cantidad de reactivo en exceso que quedará sin reaccionar

Ecuación balanceada	$KOH + HNO_3 \rightarrow KNO_3 + H_2O$
Dato: reactivo limitante que se puso a reaccionar	16 g 12 g
Relación Estequiométrica	
Masa de reactivo en exceso que reacciono	
Masa de reactivo en exceso que queda sin reaccionar (sobra)	

c. La masa de KNO_3 que se obtendrá teóricamente

Ecuación balanceada	$KOH + HNO_3 \rightarrow KNO_3 + H_2O$
Dato: reactivo limitante que se puso a reaccionar	16 g 12 g
Relación Estequiométrica	
Producto obtenido teóricamente	

2. El Cisplatino, es un fármaco que contiene platino II en su estructura. Se utiliza para el tratamiento de diversos tipos de cáncer y se administra exclusivamente por vía intravenosa. Se puede preparar en el laboratorio a partir de la siguiente reacción:

$$(NH_3)_2PtCl_{4\,(s)} + 2\,NH_{3(ac)} \rightarrow 2\,NH_3Cl_{(ac)} + Pt(NH_3)_2Cl_{2(s)}$$

a) Si se hacen reaccionar en el laboratorio 15 g de $(NH_3)_2PtCl_4$ con 10 g de amoniaco. Indique el reactivo limitante y la masa del reactivo en exceso que queda sin reaccionar.

……
……
……
……

b) ¿Cuántos gramos de cisplatino se producirán teóricamente?

……
……
……
……

3. El ácido acetil salicílico (AAS), componente activo de la aspirina, se produce por la reacción entre el ácido salicílico y el anhídrido acético. La reacción es la siguiente:

$$\underset{\text{Ac. salicílico}}{C_7H_6O_{3(s)}} + \underset{\text{Anh. acético}}{C_4H_6O_{3(l)}} \rightarrow \underset{\text{AAS}}{C_9H_8O_{4(s)}} + H_2O_{(l)}$$

Si se mezclan 10 g de cada uno de los reactantes ¿Qué masa de AAS se obtendrá?

……
……
……
……

3.3 RENDIMIENTO DE LA REACCIÓN

La cantidad de producto que se suele obtener de una reacción química, es menor que la cantidad teórica. Esto depende de varios factores, como la pureza de los reactivos, las reacciones secundarias que puedan tener lugar, perdida de reactantes al operar, etc.

La cantidad de producto que obtenemos mediante cálculos basándose en la estequiometría de la reacción se denomina rendimiento teórico.

La cantidad de producto que realmente (experimentalmente) se obtiene se denomina rendimiento real.
Luego, el rendimiento de una reacción se calcula mediante la siguiente fórmula:

$$\text{Rendimiento \%} = \frac{\text{Cantidad real o experimental de producto x 100}}{\text{Cantidad teórica}}$$

Cuando uno de los reactivos esté en exceso, el rendimiento deberá calcularse respecto al reactivo limitante.

ACTIVIDAD 3.3

1. Un estudiante prepara bromobenceno C_6H_5Br de acuerdo a la siguiente ecuación:

$$C_6H_{6\,(l)} + Br_{2\,(ac)} \rightarrow C_6H_5Br_{\,(s)} + HBr_{(ac)}$$

El estudiante peso 20 g de C_6H_6 y 50 g de bromo, se pide que determine:

a) Los gramos de C_6H_5Br que teóricamente debió obtener

……
……
……
……

b) El rendimiento porcentual para la obtención de si solo obtuvo 18 g de C_6H_5Br

……
……
……
……

CONSOLIDEMOS TUS CONOCIMIENTOS 3

1. El etano (C_2H_6) reacciona con el oxígeno para formar dióxido de carbono y agua.

   a) ¿Cuántas moles de oxígeno teóricamente se necesitan para la combustión completa de 180 gramos de etano?

   .....
   .....
   .....
   .....

   b) ¿Cuántos gramos de CO_2 teóricamente se producirán?

   .....
   .....
   .....
   .....

2. El acetileno que se usa como combustible en los sopletes para soldar; se produce de acuerdo a la siguiente reacción:

   $CaC_{2(s)} + H_2O_{(l)} \Rightarrow Ca(OH)_{2\,(sol)} + C_2H_{2(g)} \uparrow$

   Carburo de Calcio — Agua — Hidróxido de calcio — Acetileno

   a. ¿Cuántas moles de acetileno se producirán a partir de 25 moles de agua?

   .....
   .....
   .....
   .....

   b. ¿Cuántos gramos de hidróxido de calcio se formara a partir de 30 moles de carburo de calcio?

   .....
   .....
   .....
   .....

   c. ¿Cuántas moléculas de hidróxido de calcio se formo, si se desprendió 30 g de gas acetileno?

   .....
   .....
   .....

3. El ácido clorhídrico comercial se prepara tratando NaCl con ácido sulfúrico concentrado produciéndose una reacción de doble desplazamiento.
   ¿Qué masa de ácido clorhídrico se obtendrá si se utilizo 500 g de ácido sulfúrico?

   .....
   .....

4. Si calienta 10 g de plomo con 3 g de azufre. Determine la cantidad de sulfuro de Pb que se obtiene

…….
…….
…….
…….

5. El pentacloruro de fósforo se obtiene al hacer reaccionar cloro gaseoso con tricloruro de fósforo. Si se mezclan 25 g de cada reactante, determine:

   a. El reactivo que se consume totalmente (reactivo limitante)

   …….
   …….

   b. Las moléculas de producto obtenido

   …….
   …….

   c. Los gramos del reactivo que quedaran en exceso

   …….
   …….

6. Se puede producir plomo a partir del PbS, de acuerdo a la siguiente reacción :

   $PbS_{(s)} + CaO_{(s)} + C_{(s)} \Rightarrow Pb_{(s} + CaS_{(s)} + CO_{(g)}$

   Calcule qué cantidad de plomo se producirá si se hacen reaccionar 40 g de PbS con 25 g de CaO y 12 g de C.

   …….
   …….
   …….
   …….

7. El metanol (CH_3OH), se utiliza como combustible . Se quema de acuerdo a la siguiente ecuación:

   $CH_3OH_{(l)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + H_2O_{(g)}$

   Si 40,0 g de metanol se mezclan con 46,0 g de O_2, responde:

   a. ¿Cuál es el reactivo limitante?

   …….
   …….

   b. Si solo 38g de CO_2 se producen realmente, ¿Cuál es el rendimiento porcentual?

   …….
   …….

UNIDAD 3

LA MATERIA ESTABLECE SISTEMAS EN EQUILIBRIO

UNIDAD 3

LA MATERIA ESTABLECE SISTEMAS EN EQUILIBRIO

1. CINÈTICA QUÌMICA

La cinética química estudia la velocidad con que ocurren las reacciones químicas y los mecanismos de ruptura y formación de nuevos enlaces entre átomos, moléculas ó iones, que conducen a su transformación en nuevos productos.

1.1 VELOCIDAD DE REACCIÓN

Las velocidades de las reacciones químicas difieren mucho. Algunas reacciones, como la combinación de sodio con bromo, ocurren al instante. Otras como la oxidación del hierro, son extremadamente lentas.
Para describir en forma cuantitativa la velocidad de una reacción, se debe especificar que tan rápido cambia la concentración de un reactivo por unidad de tiempo.

$$\text{Velocidad} = \frac{\text{cambio en la concentración}}{\text{cambio en el tiempo}}$$

$$\text{Velocidad} = \frac{\Delta[\ ]}{\Delta t}$$

Las unidades más comunes de la velocidad de reacción son concentración molar por segundo (M/s).
De manera general, la velocidad de una reacción, es igual a la velocidad de consumo de reactivo o la formación de producto divido entre su coeficiente estequiométrico en la ecuación balanceada. De esta manera, para la reacción:

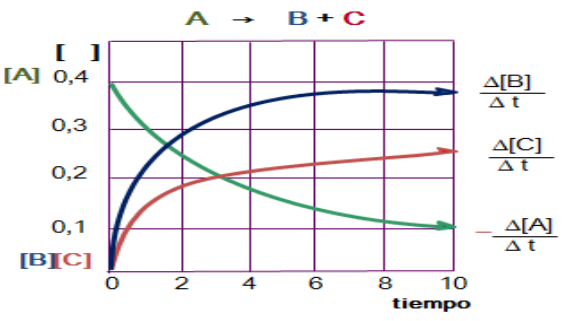
$$aA + bB \rightarrow cC$$

Velocidad de desaparición reactivos = Velocidad de aparición del producto

$$v = -\frac{1}{a}\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\frac{1}{b}\frac{\Delta[B]}{\Delta t} = +\frac{1}{c}\frac{\Delta[C]}{\Delta t} = +\frac{1}{d}\frac{\Delta[D]}{\Delta t}$$

Nótese, que la velocidad de desaparición de los reactivos es negativa, debido a que este se consume para dar paso a la formación del producto.

Trayectoria de una reacción química general



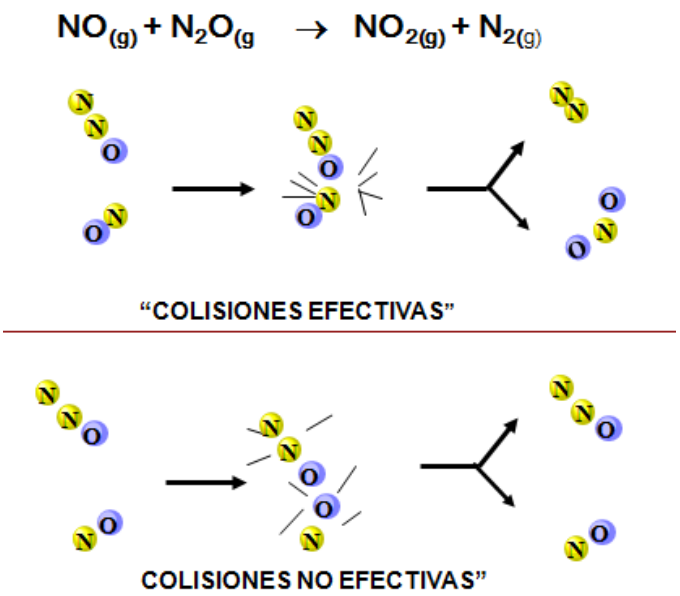
1.2 TEORIAS DE LA VELOCIDAD DE REACCION

1.2.1 Teoría de las colisiones

Las reacciones químicas ocurren como resultado de los choques entre las moléculas de los reactivos. En función de la teoría de las colisiones se espera que la velocidad de una reacción sea directamente proporcional al número de colisiones moleculares por segundo o a la frecuencia de las colisiones moleculares.

Resulta que las colisiones entre las moléculas de reactivos, no son siempre efectivas, para que sean efectivas y ocurra la reacción deben colisionar con la orientación y energía suficiente para producir la ruptura y formación de enlaces.

Tipos de colisiones



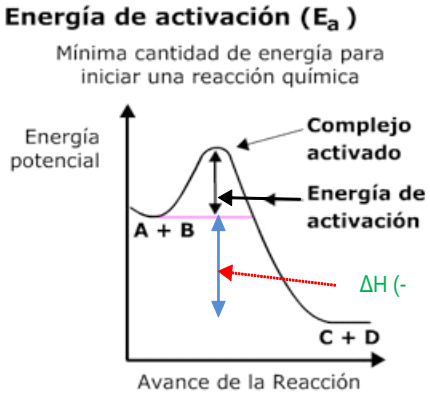
1.2.2 Teoría del complejo activado

Se postula que para que haya una reacción las moléculas que chocan deben tener una energía cinética total igual o mayor que la energía de activación (Ea), que es la mínima cantidad de energía que se requiere para iniciar una reacción química. Cuando las moléculas chocan forman un complejo activado, una especie formada temporalmente por las moléculas de los reactivos, como resultado de la colisión, antes de formar el producto.

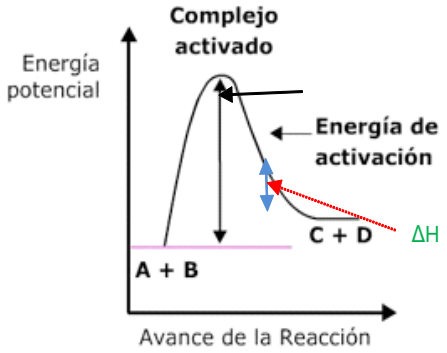
En la figura siguiente se muestran dos perfiles diferentes de energía para la reacción:

A + B → C

Diagrama de perfil de energía



(a) Para una reacción exotermica



(a) Para una reacción endotermica

Si los productos son más estables que los reactivos, entonces la reacción se verá acompañada por una liberación de calor, es decir, la reacción es exotérmica (ΔH negativo). Por otra parte, si los productos son menos estables que los reactivos, entonces las mezclas de reacción absorberá calor de los alrededores y se tendrá una reacción endotérmica (ΔH positivo). En los dos casos se hace una grafica de energía potencial del sistema y el avance de reacción, tal como se muestra en la figura 8.3

1.3 FACTORES QUE AFECTAN LA VELOCIDAD DE REACCIÓN

1. **Superficie de contacto.-** Cuando una o todas las sustancias que se combinan se hallan en estado sólido, la velocidad de reacción depende de la superficie expuesta en la reacción. Cuando los sólidos están molidos o en granos, aumenta la superficie de contacto y por consiguiente, aumenta la posibilidad de choque y la reacción es más veloz.

   Ejemplo: un kilo de viruta de madera, se quema más rápido que un tronco de un kilo de masa.

2. **Temperatura.-** La velocidad de una reacción crece, en general, con la temperatura, y se duplica, aproximadamente, por cada 10 °C que aumenta la temperatura.

   Por ejemplo, el cloruro de sodio reacciona lentamente con el ácido sulfúrico. Si se le proporciona calor aumenta la velocidad de reacción

   $$2.NaCl + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + 2\ HCl$$

3. **Catalizadores.-** Se llaman catalizadores a las sustancias que intervienen en las reacciones, acelerándolas o retardándolas y que siguen presentes al finalizar la reacción, es decir que no se consumen en esta y no son parte de los productos. Las sustancias que retardan la velocidad de reacción se denominan inhibidores.

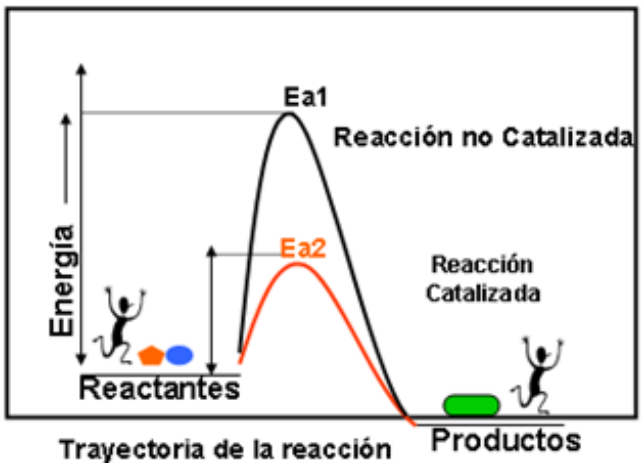
Ejemplo, añadiendo dióxido de manganeso (MnO_2) al peróxido de hidrógeno (H_2O_2), se observa que se descompone liberando abundante oxígeno:

$$2.H_2O_2 + n.MnO_2 \rightarrow 2\ H_2O + O_2\ (g) + n\ MnO_2\ (rápida)$$

La cantidad **n** de dióxido de manganeso (MnO_2) permanece constante luego de finalizada la reacción.

Este fenómeno se llama catálisis. Los catalizadores actúan formando complejos de menor energía de activación. Los catalizadores no se consumen en la reacción.

Diagrama de perfil de energía para una reacción catalizada



4. **Concentración de los reactantes.-** La velocidad de una reacción química es proporcional a la concentración en moles por litro (moles/litro), de los reactantes. En la siguiente reacción:

$$A + B \rightarrow C + D$$

Si aumentamos la [A] o [B] se observa que aumenta el número de colisiones, por lo tanto aumenta la velocidad

ACTIVIDAD 3.1

- Explica y predice como afecta la temperatura y los catalizadores a la velocidad de reacciones, usando la teoría de colisiones y la energía de activación.
- Define constante de velocidad e Interpreta los diagramas de energía de activación.

INDIVIDUAL **30 MINUTOS**

c) Escriba las expresiones de la velocidad para las siguientes reacciones, en función de la desaparición de los reactivos y de la aparición de los productos:

$$2\ NO_{(g)} + 2\ H_{2(g)} \rightarrow N_{2\,(g)} + 2H_2O_{(g)}$$

.....

.....

.....

d) En base a los siguientes casilleros se pide:

1 Velocidad de reacción	2 inhibidor	3 Colisiones eficaces	4 Energía de activación	5 Catalizador	6 Superficie de contacto
7 Reacción exotérmica	8 temperatura	9 Concentración presión	10 colisiones	11 △H	12 Cinética química

a) Explique la relación que existe entre el casillero 1 y 12

.....

.....

b) Explique la relación que existe entre el casillero 7 y 11

.....

.....

c) Explique la relación que existe entre el casillero 1 , 8 y 9

.....

.....

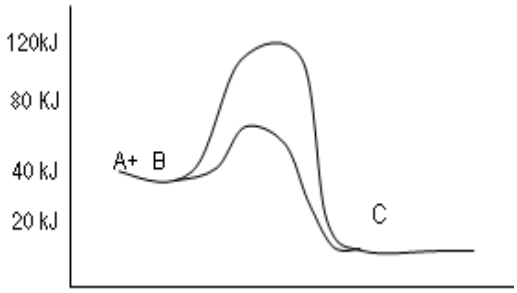
d) Forme 1 oración relacionando 3 de los casilleros.

.....

.....

.....

e) La figura siguiente muestra dos caminos posibles para una misma reacción. Uno de ellos corresponde a la reacción en presencia de un catalizador.



a) ¿Cuál es el valor de la energía de activación de la reacción?
……
……
……
……

b) ¿Cuál es el valor de la energía de activación de la reacción catalizada?
……
……
……
……

c) ¿Cuál es el valor de la energía de la reacción (calor de reacción ΔH?
……
……
……
……

d) Cuál es el valor de la energía de activación de la reacción inversa sin catalizar?
……
……
……
……

1.4 LEY DE VELOCIDAD Y ORDEN DE REACCIÒN

Se sabe que la velocidad de reacción depende de las concentraciones, planteamos una reacción general para un análisis más detallado:

$$a\,A + b\,B \rightarrow \text{productos}$$

Donde A y B son los reactivos, y a y b son coeficientes estequiométricos en la ecuación química balanceada. La dependencia de la velocidad de reacción de la concentración de cada reactivo está dada por una ecuación llamada **ley de velocidad.**
La ley de velocidad se escribe:

$$v = -\frac{\Delta[A]}{a\Delta t} = k[A]^m[B]^n$$

Donde k es la constante velocidad, los exponentes m y n en la ley de velocidad de reacción indican lo sensible que es la velocidad a los cambios en [A] y [B], mientras que por lo general no se relacionan con los coeficientes a y b. Un exponente de 1 significa que la velocidad depende linealmente de la concentración del reactivo correspondiente.

Por ejemplo, si m=1 y [A] se duplica, la velocidad se duplica. Si m=2 y [A] se duplica, la velocidad se incrementa en un factor de 4. En general, la velocidad es proporcional a $[A]^m$. Cuando m es igual a cero, la velocidad es independiente de la concentración de A debido a que cualquier número elevado a un exponente cero es igual a 1.

Los valores de los exponentes de m y n determinan el orden de reacción, en relación con A y B, respectivamente. La suma de los exponentes (m + n) definen el orden general de reacción. Así por ejemplo en la ley de velocidad:

$$\text{Velocidad} = k[A]^2[B]$$

Se dice que la reacción es de segundo orden con respecto a A, de primer orden con respecto a B y de tercer orden en general.

Un método para determinar los valores de los exponentes en una ley de velocidad, es a partir de datos experimentales de velocidades y concentraciones. Por ejemplo: la oxidación en el aire del oxido nítrico, uno de los reactivos que contribuye a la formación de la lluvia acida:

$$2NO_{(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2\,NO_{2(g)}$$

En la tabla siguiente se presentan algunos datos de velocidades iniciales:

Experimento	[NO]inicial	$[O_2]$ inicial	Velocidad inicial de formación de NO_2 (M/s)
1	0,015	0,015	0,048
2	$7,5 \times 10^{-3}$	0,015	0,024
3	0,015	0,030	0,192

En los dos primeros experimentos, se reduce a la mitad la concentración de NO de 0,015 a $7{,}5x10^{-3}$, al tiempo que se mantiene constante la concentración de O_2. La velocidad inicial se reduce a la mitad, lo que indica que la velocidad depende de la concentración de NO, $[NO]^1$. Cuando [NO] se mantiene constante y $[O_2]$ se duplica, la velocidad inicial se incrementa en un factor de 4, lo que indica que la velocidad depende de la concentración de O_2 al cuadrado, $[O_2]^2$. Por lo tanto la ley de velocidad para la formación de NO_2 es:

$$v = -\frac{\Delta[NO_2]}{\Delta t} = k[NO]^1[O_2]^2$$

De acuerdo con esta ley la velocidad, es de primer orden con respecto al NO, de segundo orden con respecto al O_2 y de tercer orden en general.

Para determinar el valor de k, se usan los datos de cualquiera de los experimentos de la tabla.

Ejemplo:

Al despejar k en la ley de velocidad de reacción y sustituir la velocidad y las concentraciones iniciales del primer experimento se obtiene lo siguiente:

$$k = \frac{\text{Velocidad}}{[NO]^1[O_2]^2} = \frac{0{,}048\ M/s}{(0{,}015M)(0{,}0075M)^2} = 5{,}6x104/\ (M^2.s)$$

Las unidades de k dependen del número de términos de concentración en la ley de velocidad y de los valores de los exponentes.

ACTIVIDAD 3. 2

PAREJA **30 MINUTOS**

Calcula e interpreta correctamente las leyes de velocidad para orden 1 y cero.

1 **Velocidad de reacción**	2 **Orden de reacción**	3 **Temperatura**	4 **Concentración**	5 **Leyes de la velocidad**

1. Explique la relación que existe entre el casillero 1 y 2

   ……
   ……

2. Explique la relación que existe entre el casillero 1, 3 y 4

   ……
   ……

3. Explique la relación que existe entre el casillero 2, 5 y 6

   ……
   ……..

4. La siguiente reacción de descomposición $N_2O_{4(g)} \rightarrow 2NO_{2(g),}$ es de primer orden. Escriba la ecuación de velocidad y determinar la velocidad de la misma cuando la $[N_2O_4]$ sea 10^{-7} M, siendo el valor de la k = $3{,}5x10^{-4}$ $min^{-1.}$

   ……
   ……
   ……
   ……

5. Considera la siguiente reacción: $2NO(g) + 2\ H_{2(g)} \rightarrow N_{2\ (g)} + 2H2O_{(g)}$

   a) Escribe la ecuación de velocidad si se sabe que la reacción es primer orden respecto al H_2 y de segundo orden respecto al NO.

      ……
      ……
      ……

   b) Si la k de velocidad es de $6x10^4$ m^{-2} s^{-1}, ¿cuál será la velocidad cuando [NO]=0,05M y $[H_2]$ = 0,01M?.

      ……
      ……
      ……

6. A -10 ºC se obtuvieron los siguientes datos para la reacción:

$$2\ NO_{(g)} + Cl_{2(g)} \rightarrow 2\ NOCl_{(g)}$$

Concentración inicial(mol/L)		Velocidad inicial de formación del NOCl (mol/L min)
NO	Cl_2	
0,10	0,10	0,18
0,10	0,20	0,36
0,20	0,20	1,44

Determinar el orden respecto a NO y al Cl_2, calcule la constante de velocidad y enuncie la ley de la velocidad para esa reacción

……
……
……
……
……
……
……
……

CONSOLIDA TUS CONOCIMIENTOS 1

1. Ingresa a la siguiente página Web http://youtu.be/Qow4VmTdwsE, mira el video y contesta las siguientes preguntas

a) Plantea las reacciones químicas que se da entre el sodio metálico y el agua.

……
……
……
……

b) Plantea las reacciones químicas que se da entre el potasio metálico y el agua.

……
……
……
……

c) ¿Todas las reacciones Químicas se dan a la misma velocidad?

……
……
……
……

d) ¿qué conclusiones puedes sacar respecto a la velocidad de reacción del sodio y del potasio en agua?;

……
……
……
……

e) En nuestro organismo se dan reacciones químicas ¿serán rápidas o lentas?

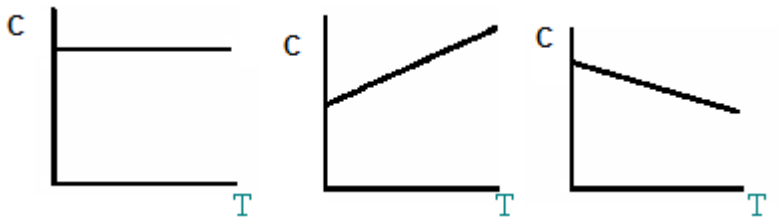
……
……
……
……

2. Escriba las expresiones de la velocidad para las siguientes reacciones, en función de la desaparición de los reactivos y de la aparición de los productos:

$$CH_{4(g)} + 2O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + 2H_2O_{(g)}$$

……
……
……
……

3. Cuál de las siguientes graficas describe mejor la relación entre la velocidad de una reacción y la concentración? Justifica.



……
……
……
……

4. En base a su energía de activación y sus cambios de energía, considerando que todos los factores de colisión son iguales ¿Cuál de las siguientes reacciones seria más rápida?

a. Ea = 45 KJ/mol, ΔH = -25 KJ/mol b. Ea = 55 KJ/mol, ΔH = 10 KJ/mol

……
……
……
……

5. Para una reacción: A + B 2C se tienen los siguientes datos:

a. Determine el orden de reacción.

b. La ley de velocidad y la constante

[A] (mol/L)	[B] (mol/L)	V (mol/L min)
0,1	0,4	$1,6x10^{-3}$
0,1	0,2	$4x10^{-4}$
0,3	0,2	$1,2x10^{-3}$

……
……
……
……

UNIDAD 3

LA MATERIA ESTABLECE SISTEMAS EN EQUILIBRIO

EQUILIBRIO QUÍMICO

UNIDAD 3

LA MATERIA ESTABLECE SISTEMAS EN EQUILIBRIO

2. EQUILIBRIO QUÍMICO

En general, los sistemas químicos se encuentran en constante cambio. Estos cambios pueden ser:

Irreversibles

$$C_3H_{8(g)} + 5O_{2\,(g)} \rightarrow 3\,CO_{2(g)} + 4\,H_2O_{\,(g)}$$

Reversibles

$$2N_2O_{\,5(g)} \leftrightarrows 4NO_{\,2(g)} + O_{\,2(g)}$$

Una reacción química **reversible** es aquella que puede llevarse a cabo en uno u otro sentido. Por ejemplo la condensación y la evaporación son procesos opuestos y representan un equilibrio dinámico líquido – gas. En el punto de ebullición de la sustancia se establece un equilibrio dinámico cuando la velocidad de evaporación es la misma que la velocidad de condensación. Por tanto se tiene:

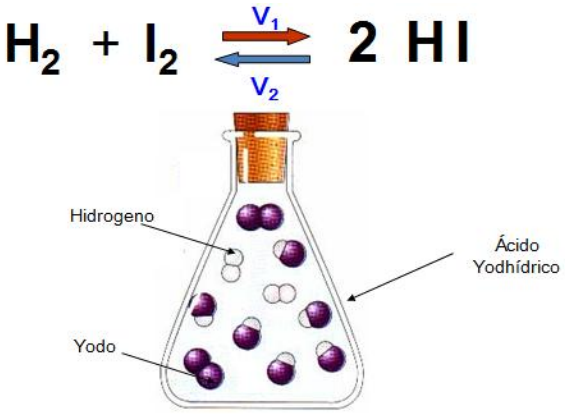
Directa: $A_{\,(l)} \rightarrow A_{\,(g)}$ $v_d = k_d\,[A]$

Inversa: $A_{\,(g)} \rightarrow A_{\,(l)}$ $v_i = k_i\,[A]$

Estas dos ecuaciones, para una ecuación reversible, se pueden escribir con una sola flecha que apunte en ambas direcciones $A_{(l)} \leftrightarrows A_{(g)}$ y se dice que se encuentran en equilibrio.

Toda reacción química reversible alcanza el equilibrio a temperatura y presión constante en un sistema cerrado (donde no haya intercambio de materia).

Como consecuencia, en una reacción en equilibrio siempre hay presentes tanto reactivos como productos, cuyas proporciones varían.

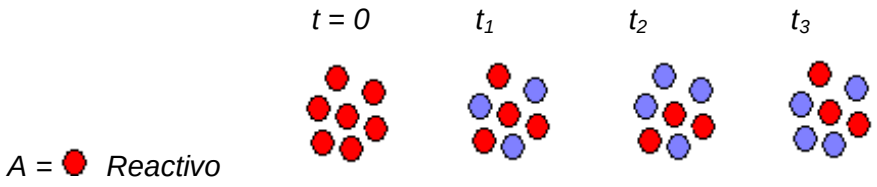


Sucede que las concentraciones de los productos pueden ser mucho mayores que las de los reactivos, de modo que el equilibrio se encuentra desplazado hacia la derecha, o bien que los reactivos sean más numerosos, en cuyo caso el equilibrio se encuentra desplazada hacia la izquierda. Una vez que se alcanza el equilibrio las concentraciones ya no cambian.

De modo que en un equilibrio o reacción reversible se cumple:

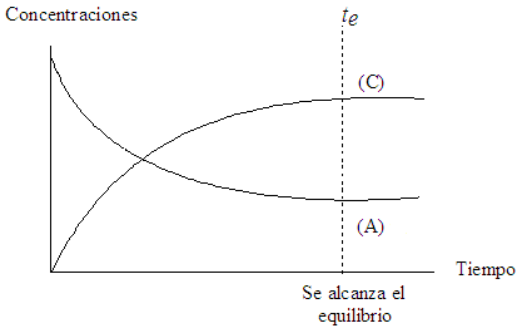
- Las velocidades de la reacción directa e inversa son iguales.
- Las concentraciones de reactivos y productos permanecen constantes.

Trayectoria de una reacción



A = *Reactivo*

C = *Producto*



A ⇆ C **$v_d = v_i$**

$k_d\,[A] = k_i\,[C]$

$\frac{k_d}{k_i} = \frac{[C]}{[A]} = K_{eq}$

2.1 CONSTANTE DE EQUILIBRIO

Al llegar al equilibrio las reacciones opuestas ocurren a la misma velocidad y las concentraciones no cambian, este hecho se pueden usar para establecer una relación entre reactivos y productos que denominamos constante de equilibrio y viene expresada según:

Para $aA + bB \leftrightarrows cC + dD$

$$K_C = \frac{[C]^c\,[D]^d}{[A]^a\,[B]^b}$$

Donde los corchetes indican la concentración de las especies expresada en moles/L y el subíndice de K_c que la constante se expresa en función de las concentraciones.
Una reacción en equilibrio, donde todas las sustancias se encuentran en el mismo estado es un **equilibrio homogéneo**. Cuando los reactivos o productos se encuentran en diferentes estados se tiene un **equilibrio heterogéneo**. En contraste con los gases y

las soluciones acuosas, si se trata de líquidos o sólidos las concentraciones son constantes. Por lo tanto si en el equilibrio se encuentran presentes sólidos o líquidos puros, estos, no se incluyen en la expresión de la constante.

Ejemplo

Escribir la constante de equilibrio K_c para los siguientes casos:

a) $SO_{2(g)} + ½\ O_{2(g)} \leftrightarrow SO_{3(g)}$

b) $CaCO_{3(s)} \leftrightarrow CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$

Solución:

Para a. $$K_c = \frac{[\text{Productos}]}{[\text{Reactantes}]} = \frac{[SO_3]}{[SO_2][O_2]^{½}}$$

Para b. $$K_c = \frac{[\text{Productos}]}{[\text{Reactantes}]} = [CO_2]$$

Las constantes de equilibrio pueden ser muy grandes o muy pequeñas, la magnitud de la constante proporciona información, si una constante es grande (K>>1), al examinar la expresión de la constante, se tendrá gran cantidad de productos, por tanto la reacción está muy desplazada hacia los productos; si por el contrario la constante es pequeña (K<<1) hay muy pocos productos en relación a los reactivos, lo que significa que el equilibrio se encuentra desplazado hacia los reactivos.

Cálculo de las concentraciones de equilibrio

La magnitud de una constante de equilibrio indica hasta que punto se ha llevado a cabo una reacción. También permite calcular las concentraciones en el equilibrio de las especies presentes y viceversa.

Ejemplo 1

Para la reacción $SO_{2(g)} + ½\ O_{2(g)} \rightleftharpoons SO_{3(g)}$ se sabe que K_c a 1000K es $2{,}8\text{x}10^2$, ¿cuál es la concentración en el equilibrio de SO_3 si se sabe que la concentración en el equilibrio de SO_2 es 0,03 M y la de O_2 es 0,02M?

$$K_c = 2{,}8\times10^2 = \frac{[SO_3]}{[SO_2][O_2]^{½}} = \frac{[SO_3]}{[0{,}03][0{,}02]^{½}} \quad \rightarrow \quad [SO_3] = 1{,}18M$$

Ejemplo 2

Se pone a reaccionar 1mol de H_2 y 1 mol de I_2 en un recipiente de acero inoxidable de 2L a 430 ^oC. La constante de equilibrio K_c para la reacción $H_{2\,(g)} + I_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2HI_{\,(g)}$ es 54 a esta temperatura. Calcule las concentraciones del H_2, I_2 y HI en el equilibrio.

	$H_{2\,(g)}$ +	$I_{2\,(g)}$ ⇄	$2\,HI_{\,(g)}$
Inicial (*M*)	0,5	0,5	-
Cambio (*M*)	-*x*	-*x*	+2*x*
Equilibrio (*M*)	0,5 - *x*	0,5-*x*	+2*x*

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2]\,[I_2]} \qquad K_c = \frac{(2x)^2}{x^2} = 54$$

Resolviendo X = 0,39 mol/L $\qquad$ $[H_2] = [I_2] = 0.10$ HI = 0,78M

Ejemplo 3

¿Cuáles serán las concentraciones en el equilibrio a 1000 K si las concentraciones iníciales de CO y O_2 fueron 0,05 M y 0,025 M respectivamente?

	$CO_{(g)}$ +	$O_{2(g)}$ ↔	$CO_{2(g)}$
Inicialmente	0,05	0,025	-------
Lo que reacciona	- x	- x	--------
Lo que se forma	---------	---------	x
Lo que queda en equilibrio	0,05 –x	0,025 – x	x

Como $K_c = 2{,}8\times10^2 = \dfrac{[CO_2]}{[CO][O_2]} = \dfrac{[CO_2]}{[0{,}05\text{-}x][0{,}025\text{-}x]}$

Si usamos el artificio matemático: (C / K_c ≥1000), podemos considerar que el valor de x es despreciable

Dado que al dividir 0,025 ó 0,05 entre Kc no es mayor que 1000, entonces se resulte la ecuación y obtenemos como resultados: x_1 = 0,072 M , x_2 = 0,034M

Se descarta x_1 ya que resulta mayor que la concentración inicial, luego x = 0,034M
Por tanto, en el equilibrio:

$[CO_2]$ = x = 0,034M $\quad$ [CO] = 0,05 - 0,034 = 0,016M y $[O_2]$ = 0,025 - 0,034/2 = 0,008M

ACTIVIDAD 3.1

- Describe y plantea la ecuación de equilibrio de sistemas homogéneos y heterogéneos.
- Determina el valor de Kc e Interpreta su valor numérico.

EN PAREJA **15 MINUTOS**

1. Relacione los siguientes casilleros

1 equilibrio químico	2 K_c	3 [concentración productos]	4 sistema homogéneo	5 sólidos y líquidos puros
6 reacción reversible	7 sistema cerrado	8 [concentración reactantes]	9 > 1	10 coeficiente estequiométrico

f) Explique la relación que existe entre el casillero 1 ,6 y 7

……
……..
……

g) Explique la relación que existe entre el casillero 2,3,8 y 10

……
……
……

2. Para la reacción: $2\ A_{(g)} + B_{(g)} \rightarrow 3C_{(g)} + D_{(g)}$ plantee la constante Kc

……
……
……
……

3. Escriba la expresión Kc para cada una de las siguientes reacciones:

a) $2\ H_2O_{(g)} + 2\ SO_{2(g)} \rightleftharpoons 2\ H_2S_{(g)} + 3\ O_{2(g)}$

……
……..
……

b) $2\ ZnS_{(s)} + 3\ O_{2(g)} \rightleftharpoons 2\ ZnO_{(s)} + SO_{2(g)}$

……
……..
……

c) $NaF_{(s)} + H_2SO_{4(l)} \rightleftharpoons NaHSO_{4(s)} + HF_{(g)}$

……
……...
……

4. Para la reacción $CO_{(g)} + H_2O_{(g)} \leftrightarrow CO_{2(g)} + H_{2(g)}$ el valor de Kc es 1,84 a una determinada temperatura. A esa misma temperatura **se colocan** 0,5 moles de CO y 0,5 moles de agua en un recipiente de 1 litro, y se permite que se alcance el equilibrio. ¿Cuáles serán las concentraciones en el equilibrio de todas las sustancias presentes?

……
……...
……
……
……...
……

5. Dada la siguiente ecuación:

$$A_{(g)} + B_{(g)} \rightleftharpoons C_{(g)} + 2D_{(g)}$$

Se colocan 1 mol de A y 1 mol de B en un recipiente de 0,400 L. Una vez alcanzado el equilibrio, hay 0,20 mol de C en el recipiente. Calcule la constante de equilibrio Kc para la reacción

……
……...
……
……
……...
……

2.2 PRINCIPIO DE LE CHATELIER

Una reacción que se encuentra en equilibrio, lo mantiene siempre y cuando las condiciones se mantengan constantes. Sin embargo cualquier cambio que ocurra en las condiciones de la reacción perturbará el equilibrio.
La variación de uno o varios de los siguientes factores pueden alterar la condición de equilibrio

1. Adición o remoción de alguno de los componentes del sistema en equilibrio
2. Variación de la temperatura a la cual el sistema está en equilibrio.

Al modificar alguna de estas condiciones, el equilibrio se altera y las velocidades de las reacciones directa e inversa ya no serán iguales, luego el sistema buscara recuperar el equilibrio de forma que el sistema se desplaza de tal manera que pueda contrarrestar la perturbación producida.

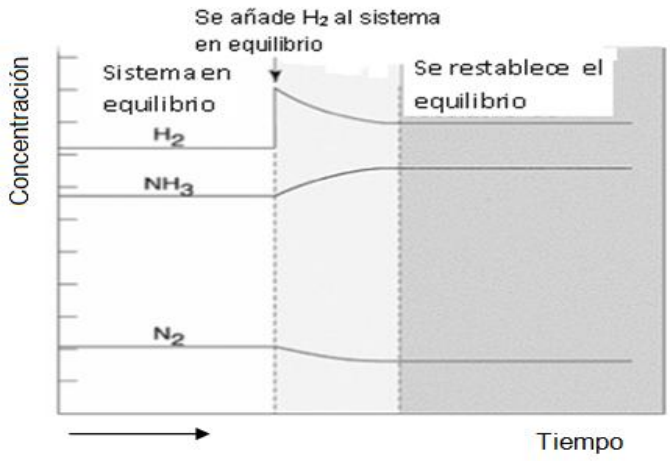
Los desplazamientos del equilibrio al aplicar una perturbación se conocen como el principio de Le Chatelier que se puede expresar según:

> *"Si a un sistema en equilibrio se le aplica una acción externa que altere su condición de equilibrio, este se desplazará en el sentido* ***que tienda a contrarrestar*** *dicha acción, hasta establecer un nuevo equilibrio."*

Cambios de concentración

Una reacción puede representarse por $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$
Si se aumentara la concentración de A, entonces está reaccionará con cierta cantidad de B, de modo que B disminuye y se incrementan C y D. El equilibrio se esta desplazando hacia la derecha con el objetivo de volver a recuperar el equilibrio, aunque con otras concentraciones se obtiene la constante de equilibrio.

Efecto en el sistema en equilibrio $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_3$ al añadir H_2



El equilibrio se restablece con nuevas concentraciones. La mezcla en equilibrio contiene más reactivos y más productos, pero sus nuevas concentraciones en la expresión de equilibrio son nuevamente K.

El principio de Le Chatelier indica que la perturbación causada por agregar una sustancia al equilibrio se alivia al desplazar el equilibrio consumiendo lo agregado. Cuando se retira alguna sustancia por tanto se alivia al formar esa sustancia.

Ejemplo

Para el equilibrio $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$

Si se aumenta la concentración de N_2 el equilibrio se desplaza formando más amoniaco, esto es consumiendo la especie agregada.

Si se retira el amoniaco, el equilibrio recupera lo perdido es decir se desplaza hacia la derecha, pero si se retira N_2 o H_2 el equilibrio se desplazara a la izquierda, favoreciendo la reacción inversa.

Cambio de Temperatura

Las reacciones químicas pueden ser exotérmicas (liberan calor al entorno ΔH = -) o endotérmicas (absorben calor del entorno ΔH = +).

Si una reacción es exotérmica en un sentido, será endotérmica la reacción inversa. Al cambiar la temperatura de un sistema, cambiamos la constante de equilibrio.

Una vez alcanzado el equilibrio si se aumenta la temperatura el equilibrio se opone a dicho aumento desplazándose en el sentido que la reacción absorbe calor, es decir el sentido endotérmico.

Aumenta la temperatura ⇧

$A + \text{calor} \rightleftharpoons B$ (K crece)

Se desplaza hacia la derecha (Rx endotérmica)

$A \rightleftharpoons B + \text{calor}$ (K disminuye)

Se desplaza hacia la izquierda (rx endotérmica)

Ejemplo:

Para la reacción $N_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2NO_{(g)}$ $\Delta H = 180$ kJ

Puesto que $\Delta H > 0$, la reacción es endotérmica, luego es posible reescribir la reacción según: $N_{2(g)} + O_{2(g)} + \text{calor} \rightleftharpoons 2NO_{(g)}$

Si T aumenta, K aumenta porque tenemos más producto $K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2][O_2]}$ ⇧

Si T disminuye, K disminuye porque tenemos menos producto $K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2][O_2]}$ ⇩

ACTIVIDAD 3.2

Predice el desplazamiento del equilibrio de una reacción usando el Principio de LeChatelier.

INDIVIDUAL **30 MINUTOS**

1. Relacione los siguientes casilleros

1 E_a	2 Reacción exotérmica	3 Catalizador	4 aumenta	5 disminuye
6 temperatura	7 Reacción directa	8 [concentración Reactantes]	9 [concentración productos]	10 Reacción endotérmica

a) Explique la relación que existe entre el casillero 1,3 y 5

……
……...
……

b) Explique la relación que existe entre el casillero 5 , 6, 9 y 10

……
……...
……

2. Para la siguiente reacción en equilibrio.

$$2\,A_{(g)} + B_{(g)} \rightleftharpoons C_{(g)} + 3D_{(g)} \qquad \Delta H = -125\ KJ/mol$$

a) Analice el sentido de desplazamiento del equilibrio para esta reacción en los siguientes casos:

– Se añade una cantidad de A

……
……...
……

– Se agrega calor al sistema.

……
……...
……

b) ¿Cuál(es) de estas acciones favorece la formación de D? Justifique.

Se retira C a medida que se va formando. ……
……
……

Disminuye la temperatura. ……...
……

c) ¿Con cuál de estas medidas obtendrá mayor cantidad de producto? ¿Por qué?

……
……...
……

3. El fluoruro de hidrogeno, HF, ataca químicamente al vidrio (que es un compuesto de silicio), dándole un aspecto opaco (pavonado) que hace más atractivo al envase protegiendo además su contenido de los efectos de la radiación solar (luz).

$$HF_{(g)} + SiO_{2(s)} + \text{calor} \rightleftharpoons SiF_{4(g)} + H_2O_{(g)}$$

Analiza y justifica los aspectos que influyen sobre la producción de SiF4, para decidir si aumenta, disminuye o no varía la cantidad de SiF_4 formado cuando:

a. Se retira algo de $H_2O_{(g)}$ formado. …… ……..…….. ……
b. Se agrega, $SiO_{2(s)}$ …… ……..…… …….
c. Se disminuye la cantidad de $HF_{(g)}$ …… ……..…… …….
d. Se trabaja a altas temperaturas. …… ……..…… …….

2.3 APLICACIÓN DEL PRINCIPIO DE LE CHATELIER

Una reacción que se encuentra en equilibrio, se mantendrá así mientras las condiciones se mantengan constantes. Por lo tanto, cualquier cambio en la concentración o temperatura perturbará la condición de equilibrio.

Al modificar alguna de estas condiciones, el equilibrio se altera y las velocidades de las reacciones directa e inversa ya no serán iguales, luego el sistema buscara recuperar el equilibrio de forma que el sistema se desplaza de tal manera que pueda contrarrestar la perturbación producida.

Los desplazamientos del equilibrio al aplicar una perturbación se rigen por el llamado Principio de Le Chatelier :

> *" Si a un sistema en equilibrio se le aplica una acción externa que altere su condición de equilibrio, este se desplazará en el sentido* ***que tienda a contrarrestar*** *dicha acción, hasta establecer un nuevo equilibrio."*

PROBLEMA 1

Acerca de la alteración de un sistema en equilibrio , complete los siguientes enunciados:

Cambio de concentración

a) Cuando se aumenta la concentración de un reactante, éste se desplaza hacia la .....

b) Cuando se aumenta la concentración de un producto en una reacción en equilibrio, éste se desplaza hacia.....

Cambio de temperatura

c) Cuando se aumenta la temperatura de un equilibrio exotérmico, éste se desplaza hacia.....

d) Cuando se aumenta la temperatura de un equilibrio endotérmico, éste se desplaza hacia.....

PROBLEMA 2

Si se tiene el siguiente sistema EN EQUILIBRIO

$$2A_{(g)} + B_{(g)} \leftrightarrows C_{(g)} + 3D_{(g)} \qquad \Delta H = -125\ KJ/mol$$

Complete los enunciados:

a) Si se añade 0,02 moles de A , el sistema responderá favoreciendo la reacción ……, hasta establecer un nuevo equilibrio.

b) Si se añade 0,03 moles de C, el sistema responderá favoreciendo la reacción ……, hasta establecer un nuevo equilibrio

c) Si se añade 0,01 mol de B, el sistema responderá favoreciendo la reacción ……, hasta establecer un nuevo equilibrio donde la concentración de C y D habrá ……

d) Si se extrae del sistema 0,01 mol de C, el sistema responderá favoreciendo la reacción ……, hasta establecer un nuevo equilibrio donde la [A] habrá ……

e) Si se sube la temperatura, el sistema responderá favoreciendo la reacción ……, hasta establecer un nuevo equilibrio. Por lo tanto la [C] y [D] habrá …….

f) Debemos …….. la temperatura para que la [B] disminuya

CONSOLIDA TUS CONOCIMIENTOS 2

1. Escriba la expresión para la constante de equilibrio K_c para las siguientes reacciones:
   a) $CH_{4(g)} + 2H_2S_{(g)} \leftrightarrow CS_{2(g)} + 4H_{2(g)}$
   b) $2NO_{(g)} \leftrightarrow N_{2(g)} + O_{2(g)}$
   c) $4HCl_{(g)} + O_{2(g)} \leftrightarrow 2H_2O_{(l)} + 2Cl_{2(g)}$

2. Indica para cada caso si se trata de un equilibrio homogéneo u heterogéneo e indique como expresaría la constante de equilibrio K_p

   a) $CO_{(g)} + 2H_{2(g)} \leftrightarrow CH_3OH_{(l)}$
   ……
   ……
   ……

   b) $N_2O_{4(g)} \leftrightarrow 2NO_{2(g)}$
   ……
   ……
   ……

   c) $C_{(s)} + 2H_{2(g)} \leftrightarrow CH_{4(g)}$
   ……
   ……
   ……

3. Determine el valor de Kc para el siguiente equilibrio a 500ºC. En base al resultado deduzca si se trata de una reacción desplazada hacia los productos o hacia los reactivos. (Nota: No olvide verificar que la reacción este balanceada)

   $N_{2g)} + H_{2(g)} \leftrightarrow NH_{3(g)}$

   Cuando $[H_2] = 0,4M$, $[N_2] = 0,44M$ y $[NH_3] = 2,2M$

   ……
   ……
   ……

4. Para La reacción de la pregunta 3. ¿Cuáles son las concentraciones en el equilibrio si a 300K $K_{eq} = 1,55x10^2$ siendo las concentraciones iniciales de N_2 y H_2 de 0,5M y 1,5M respectivamente?

   ……
   ……
   ……

5. ¿Qué efecto tendrá cada uno de los cambios en la siguiente reacción:

   $2\ CO_{(g)} + O_{2(g)} \leftrightarrow CO_{2(g)} + \text{calor}$

a) Enfriar el sistema.

……
……
……

b) Extraer el CO_2 que se va formando.

……
……
……

c) Disminuir la presión.

……
……
……

d) Añadir O_2

……
……
……

6. Determine si la constante de equilibrio aumenta o disminuye para cada uno de los casos de la pregunta 5

……
……
……

7. Para una reacción $A_{(g)} + B_{(g)} \leftrightarrow C_{(g)}$ se tiene un valor de Kc = 3,75 a T = 300K y de Kc = 37 cuando T = 500K ¿Se trata de una reacción exotérmica o endotérmica?

……
……
……

8. Se desea evitar que ocurra la formación de NO ya que es un alto contaminante. Proponga formas para disminuir su producción, si la reacción es:

$$4NH_{3(g)} + 5O_{2(g)} \leftrightarrow 4NO + 6H_2O$$

……
……
……

UNIDAD 3

LA MATERIA ESTABLECE SISTEMAS EN EQUILIBRIO

EQUILIBRIO EN SOLUCIÓN

UNIDAD 3
LA MATERIA ESTABLECE SISTEMAS EN EQUILIBRIO

3. EQUILIBRIO IÓNICO

El equilibrio iónico es un tipo especial de equilibrio químico, donde se encuentran presentes sustancias iónicas, por lo tanto se habla de especies en solución acuosa, las cuales producen iones. Como ya se ha visto, una solución puede ser electrolítica (que permite la conducción de la corriente) y no electrolítica. Recordemos que los electrolitos pueden ser fuertes y débiles. Fuertes cuando la disociación en agua es prácticamente completa, es decir la constante de equilibrio es tan grande que tiende al infinito. Se trata de un electrolito débil cuando en solución acuosa la disociación es parcial y por lo tanto se tiene un valor finito para la constante.
Hay dos tipos de equilibrios iónicos muy importantes por sus amplias aplicaciones industriales y por su primordial papel biológico, se trata de los equilibrios ácido – base y equilibrios de oxido – reducción.
Un electrolito ácido, básico o neutro puede ser fuerte o débil. Veamos que son ácidos y bases.

3.1 EQUILIBRIO ÁCIDO BASE

Los iones hidrógeno (H^+) son químicamente muy reactivos, su concentración en los fluidos corporales es de suma importancia, ya que muchos de los cambios químicos que se lleva a cabo en nuestro organismo son extremadamente sensibles a los cambios de su concentración. Así, por ejemplo, un aumento en la concentración de hidrogeniones de 40 a 70 nanomol/L produce depresión del sistema nervioso central, de la contractilidad miocárdica, hiperkalemia y arritmias, entre otras consecuencias.

Los iones H^+ o hidrogeniones provienen de sustancias, denominadas ácidos. El ácido más importante en los líquidos corporales es el ácido carbónico (H_2CO_3) que se forma por la hidratación del CO_2 proveniente del metabolismo de los hidratos de carbono y grasas.

Otros ácidos importantes producidos por el organismo, aunque en cantidades muy inferiores al carbónico, son los ácidos: fosfórico (H_3PO_4), sulfúrico (H_2SO_4), clorhídrico (HCl) y ácido láctico, ($C_3H_6O_3$)

3.1.1 Ácidos y Bases

Los primeros criterios para caracterizar a los ácidos y las bases fueron las propiedades observadas experimentalmente.

Nos es muy familiar hablar de sustancias ácidas, tienen un sabor agrio, como el limón, el vinagre, en el estomago tenemos ácido clorhídrico que nos ayuda a digerir los alimentos,

si el suelo es muy ácido o muy básico algunas plantas no se desarrollan adecuadamente, etc.
Aunque la palabra base no resulte tan familiar, comemos y bebemos sustancias que son ácidos y bases, incluso nuestro organismo las produce, el equilibrio ácido – base en el cuerpo humano es delicado, incluso cuestión de vida o muerte.

Características de Ácidos	Características de Bases
• Agrio • Quema perforando la piel • Con el papel tornasol se torna de color Rojo • Neutralizan a las bases	• Amargo • Quema descamando la piel • Con el papel tornasol se torna de color Azul • Neutralizan a los ácidos

Paralelo a estas caracterizaciones, los científicos investigaban la correlación de las propiedades ácidas y básicas y la estructura química de estos compuestos

¿Qué son los ácidos y las bases?

Existen varias teorías para responder esa pregunta. Para reconocerlos se toma en cuenta las siguientes características:

Teoría de Arrhenius

Ácido: Sustancia que al disolverse en agua **libera** iones $\mathbf{H^+}$

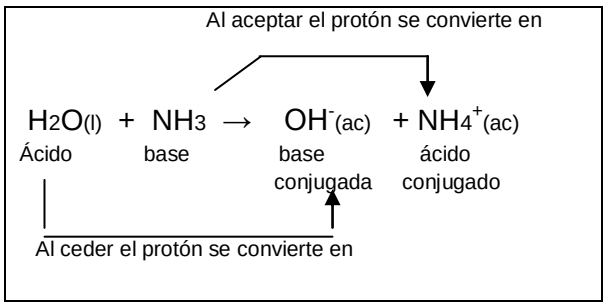
$$HCl \rightarrow \mathbf{H^+_{(ac)}} + Cl^-_{(ac)}$$

Base: Sustancia que al disolverse en agua **libera** iones $\mathbf{(OH)^-}$

$$NaOH \rightarrow Na^+_{(ac)} + \mathbf{OH^-_{(ac)}}$$

Teoria de Bronsted - Lowry

Ácido: es toda sustancia capaz de donar protones (H^+)
Base: es toda sustancia capaz de aceptar protones (H^+)



Pares conjugados: NH_3 NH_4^+
Base 1 Ácido 1

H_2O OH^-
äcido2 Base2

Podemos observar que los ácidos o bases pueden **ser moléculas neutras, aniones o cationes.**

3.1.2 Disociación iónica del agua

Experimentos cuidadosos de conductividad eléctrica han demostrado que el agua pura se ioniza ligeramente:

$$H_2O_{(l)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(ac)} + OH^-_{(ac)}$$

Constante de disociación K_w

Se forma un sistema en equilibrio cuya constante sería:

$$\mathbf{K_w = [H_3O^+]\ [OH^-]}$$

La formación de un ion H_3O^+ por ionización del agua se acompaña siempre de un ión OH^- Así en el agua pura la concentración de estos dos iones será siempre igual.

Por otro lado, se ha encontrado experimentalmente a 25°C que :

$$[H_3O^+] = [OH^-] = 1x10^{-7}$$

Por lo tanto, a 25°C el valor de la constante será:

$$Kw = 1 \times 10^{-14}$$

3.1.3 Definición de ácidos y bases aplicable solo a soluciones acuosas

Ácido: Sustancia que al disolverse en agua aumenta la concentración de iones H^+

Base: Sustancia que al disolverse en agua aumenta la concentración de iones OH^-.

Una sustancia puede ser básica porque aporta directamente iones OH al medio (Arrhenius) o porque acepte H´del medio (Bronsted-Lowry)

A 25°C , una solución acuosa es:

Ácida	$[H_3O] > [OH^-]$
Neutra	$[H_3O] = [OH^-]$
Básica	$[H_3O] < [OH^-]$

ACTIVIDAD 3.1

Distingue ácidos y bases fuertes de ácidos y bases débiles.

INDIVIDUAL **10 MINUTOS**

1. Agrupa las siguientes sustancias en ácidos y bases de acuerdo a la teoría de Arrhenius.

HClO	$Ba(OH)_2$	HCl	CH_3COOH	$Al(OH)_3$
KOH	H_2SO_4	NaOH	HNO_2	HCN

Ácidos	bases

2. Agrupa las siguientes sustancias de acuerdo a la teoría de Bronsted-Lowry. Justifique su respuesta mostrando la ecuación de disolución en agua

HCN	H_3PO_4	OH^-
CH_3COOH	HSO_4^-	CN^-

Ácidos	Bases

EN PAREJA **10 MINUTOS**

3. **Al disolver las siguientes sustancias en agua ¿Cómo será la $[H^+]$ con respecto a$[OH^-]$?**

	Relación
H_3PO_4 $\quad$ **$H_3PO_4 + H_2O \leftrightarrows H_2PO_4^- + H_3O^+$**	
NH_3	
CH_3COOH	
CN^-	
PO_4^{-3}	

3.2 DISOCIACIÓN IÓNICA DE ÁCIDOS Y BASES

La fuerza de los ácidos y bases se determina por su grado de disociación.

Cuando un ácido se disuelve en agua y se disocia (ioniza) completamente se lo denomina ácido fuerte:

$$HCl_{(g)} \rightarrow H^+_{(ac)} + Cl^-_{(ac)}$$

Por el contrario, cuando un ácido se disuelve en agua y se ioniza parcialmente se lo denomina ácido débil:

$$CH_3COOH_{(ac)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(ac)} + CH_3COO^-_{(ac)}$$

De igual manera, cuando una base se disuelve en agua y se disocia completamente se le denomina base fuerte:

$$NaOH_{(s)} \rightarrow Na^+_{(ac)} + OH^-_{(ac)}$$

Si la base se ioniza parcialmente se la denomina base débil:

$$NH_{3(ac)} + H_2O_{(ac)} \rightleftharpoons NH_4^+{}_{(ac)} + OH^-_{ac)}$$

Como en toda reacción en equilibrio químico, la ionización de los ácidos y bases débiles debe tener una constante de equilibrio denominada Ki (Ka o Kb)

$$CH_3COOH_{(ac)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(ac)} + CH_3COO^-_{(ac)}$$

$$\mathbf{K_i} = \mathbf{K_a} = \frac{[H_3O^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

$$NH_{3(ac)} + H_2O_{(ac)} \leftrightarrows NH_4^+{}_{(ac)} + OH^-_{ac)}$$

$$\mathbf{K_i} = \mathbf{K_b} = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]}$$

La constante de ionización de un ácido ó una base se emplea como una medida cuantitativa de la fuerza del ácido ó la base en la solución acuosa.
RECORDEMOS: Si la contante de equilibrio es menor que 1, el equilibrio está poco desplazado hacia los productos y por lo tanto puede considerarse que las especies están poco ionizadas, es por esta razón que se denominan ácidos ó bases débiles.

Disociación en agua de ácido fuerte y ácido débil

Acido fuerte Acido débil

Ácidos y Bases usuales en disolución acuosa

	Ácidos	K_a *(en mol* l^{-1}*)*	*Bases*	K_b *(en mol* l^{-1}*)*
Fuertes	HCl		NaOH	
	HBr		hidróxidos del grupo 1	
	HI		$Ca(OH)_2$	
	H_2SO_4	(fuerte en la 1ª disociación)	hidróxidos del grupo 2, salvo Be	
	HNO_3			
	$HClO_4$			
Débiles	HIO_3	$1{,}7\ 10^{-1}$	$N(C_2H_5)_3$	$1{,}0\ 10^{-3}$
	H_2SO_3	$1{,}6\ 10^{-2}$	$N(CH_3)_3$	$6{,}5\ 10^{-5}$
	$HClO_2$	$1{,}0\ 10^{-2}$	NH_3	$1{,}8\ 10^{-5}$
	H_3PO_4	$7{,}1\ 10^{-3}$ (1ª disociación)	Piridina, C_5H_5N	$1{,}8\ 10^{-9}$
	HNO_2	$4{,}3\ 10^{-4}$ (1ª disociación)	Urea, $CO(NH_2)_2$	$1{,}3\ 10^{-14}$
	HF	$3{,}5\ 10^{-4}$		
	HCOOH	$1{,}8\ 10^{-4}$		
	C_6H_5COOH	$6{,}5\ 10^{-5}$		
	CH_3COOH	$1{,}8\ 10^{-5}$		
	H_2CO_3	$4{,}3\ 10^{-7}$ (1ª disociación)		
	HClO	$3{,}0\ 10^{-8}$		
	HBrO	$2{,}0\ 10^{-9}$		
	$B(OH)_3$	$7{,}2\ 10^{-10}$		
	HCN	$4{,}9\ 10^{-10}$		
	HIO	$2{,}3\ 10^{-11}$		

Equilibrios en disoluciones de ácidos y bases

Recordemos que mientras un acido o base fuerte están 100% disociados, los débiles se encuentran parcialmente disociados, por tanto como todo equilibrio presentan una constante de disociación o constante de ácido o base, denominada Ka o Kb

$$HA_{(ac)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(ac)} + A^-_{(ac)} \qquad Ka = [H_3O^+]\,[A^-] / [HA]$$

Por tanto a partir de las constantes de equilibrio es posible calcular valores de pH y concentraciones en el equilibrio.

Ejemplo 1

Determine la concentración de todas las especies presentes y el valor de pH de una solución de HCN 0,1M si su Ka = $4{,}9 \times 10^{-10}$

	$HCN_{(ac)}$ + $H_2O_{(l)}$ $\rightleftharpoons$	$H_3O^+_{(ac)}$ +	$CN^-_{(ac)}$
inicialmente	0,1 M	------	------
reacciona	-x	------	------
se forma	-----	x	x
en el equilibrio	0,1 –x	x	x

$$Ka = 4{,}9 \times 10^{-10} = \frac{[H_3O^+]\,[CN^-]}{[HCN]} = \frac{(x)\,(x)}{(0{,}1 - x)}$$

Como Ka es muy pequeña se puede anular los términos x que suman o resten.

$X^2 = 0{,}1x4{,}9x10^{-10}$ $\quad x = \sqrt{0{,}1x4{,}9x10^{-10}} = 7{,}0x10^{-6}$

Como $x = [H_3O^+]$ $\quad pH = -\log x = -\log (7{,}0x10^{-6}) = 5{,}15$

Las concentraciones en el equilibrio: $[HCN] = 0{,}1 - 7{,}0x10^{-6} = 0{,}1M$ aprox

$[H_3O^+] = [CN^-] = 7{,}0x10^{-6}$ M

Ejemplo 2

Determine la constante de equilibrio para el amoniaco (NH_3) si el valor de pH es 11 y la concentración inicial es 0,055M

	$NH_{3(ac)}$ + $H_2O_{(l)}$	$\rightleftharpoons$	$NH_4^+{}_{(ac)}$ +	$OH^-{}_{(ac)}$
inicialmente	0,055 M		------	------
reacciona	-x		------	------
se forma	-----		x	x
en el equilibrio	0,055 –x		x	x

$$K_c = \frac{[NH_4][OH^-]}{[NH_3]} = \frac{(x)(x)}{(0{,}55\text{-}x)}$$

Pero si pH = 11 y puesto que en la reacción aparece OH^- , se requiere el valor de pOH, de modo que:

$pOH = 14 - pH = 3 \quad \rightleftharpoons \quad [OH^-] = 10^{-3} = x$, luego

$$K_c = \frac{(x)(x)}{(0{,}55 - x)} = \frac{(10^{-3})(10^{-3})}{(0{,}55 - 10^{-3})} = 1{,}8\times10^{-5}$$

Escala de pH

La mayoría de las concentraciones de iones hidrogeno u oxhidrilo de las soluciones acuosas son potencias negativas de 10. Sörensen, en 1903, crea la escala de pH para expresar la acidez que evite el empleo de potencias negativas (uso el operador matemático “p = - log”)

$pH = -\log [H_3O^+]$

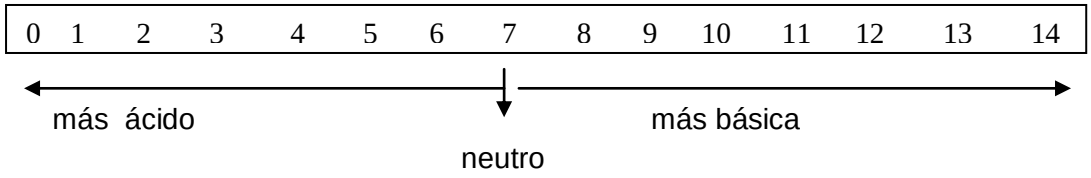
Desde entonces, el término "pH" se ha utilizado universalmente por lo práctico que resulta para evitar el manejo de cifras largas y complejas.

Por ejemplo

$[H_3O^+] = 0{,}0000001 = 1 \times 10^{-7}$ M es simplemente un pH de 7 ya que: $pH = -\log[10^{-7}] = 7$

Entonces, podemos decir que el pH es una medida de la acidez o alcalinidad de una solución.

Si representamos la escala de pH



Un cambio de una unidad en el pH corresponde a un cambio de 10 veces en la concentracion de iones hidronio

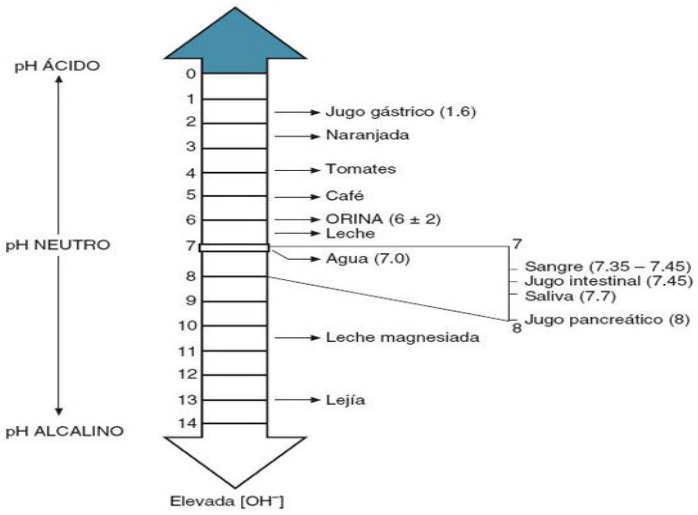
La relación de pH y pOH : **pH + pOH = 14**

Por otro lado, el operador matemático "p = - log", también puede aplicarse a las constantes Ki.

Por ejemplo:

- Para un ácido de Ka = 1 x 10-5, pKa = 5 (ya que $pki = -\log[1 \times 10^{-5}] = 5$)
- Para el agua $Kw = 1 \times 10^{-14}$, pKw = 14

pH DE DIFERENTES LÍQUIDOS CORPORALES Y ALGUNAS SUSTANCIA



Fuente: http://mcgraw-medico.mailxmail.com/

ACTIVIDAD 3.2

- Calcula el valor de pH, pOH y pKa de soluciones acidas, básica
- Interpreta el valor numérico del pH de algunos líquidos fisiológicos

EN GRUPO **15 MINUTOS**

1. Determine las concentraciones solicitadas:

– Alumno A: determine la concentración de iones H^+ o H_3O^+ de una solución 0,2M de HBr

……

– Alumno B: determine la concentración de iones H^+ o H_3O^+ de una solución 0,2M de HF

……

– Alumno C: determine la concentración de iones OH^- de una solución 0,2M de KOH

……

– Alumno D: determine la concentración de iones OH^- de una solución 0,2M de NH_3

……..

2. Llene el siguiente cuadro con sus resultados e indique el tipo de solución y si es fuerte o débil.

Solución	Concentración inicial	$[H^+]$ mol/L	$[OH^-]$ mol/L	Tipo de solución
H_2O	-	1×10^{-7}	1×10^{-7}	Neutra
HBr	0,2	0.2	-	
HF	0,2	$8{,}4 \times 10^{-3}$	-	
KOH	0,2	-	0.2	
NH_3	0,2	-	1.89×10^{-3}	

3. Con los datos de la tabla anterior , determine el pH de cada solución

Solución	Concentración inicial	$[H^+]$ mol/L	$[OH^-]$ mol/L	Tipo de solución	pH
H_2O	-	1×10^{-7}	1×10^{-7}	Neutra	7
HBr	0,2		-		
HF	0,2		-		
KOH	0,2	-			
NH_3	0,2	-			

4. ¿Cuál es el pH de una muestra de bilis cuya $[H^+]$ es 1×10^{-8} M? ¿La solución es ácida o básica?

……

5. ¿Cuál es el pH de un champú cuya $[OH^-]$ es $3,2x10^{-8}$ M? ¿La solución es ácida o básica?

……
……
……

6. Para medir el valor del pH se usan los potenciómetros o ciertas sustancias químicas llamadas indicadores ácido-base que son colorantes que cambian de color a valores de pH específicos. Algunos indicadores son:

Indicador	Intervalo de pH donde cambia el color	Color en el intervalo mas ácido	Color en el intervalo mas básico
Naranja de metilo	3,2 - 4,4	Rojo	Amarillo
Tornasol	4,7- 8,2	Rojo (rosa)	Azul
Fenolftaleína	8,3 - 10	Incoloro	Rosa

a. ¿De qué color se verá el vinagre cuyo pH es 2,5 al añadir el indicador anaranjado de metilo?

……

b. ¿Cuál es el pH de una disolución de NaOH 0,03M? ¿De qué color se verá si agrega fenolftaleína?

……
……

7. Calcula el pH de las siguientes soluciones:
   - Solución 0,0008 N de ácido nítrico (HNO_3)

   ……
   ……

   - Solución 0,025 M de ácido láctico $HC_3H_5O_3$ Ka = $1,4 \times 10^{-4}$

   ……
   ……

8. Dadas las siguientes concentraciones determine el valor de pH de la solución

a) Bicarbonato de sodio con $[H_3O+] = 1,3x10^{-8}$

.....

b) Limas con $[OH^-] = 6,25x10^{-11}$

……

c) Leche humana $[OH^-] = 2x10^{-7}$

……

d) Jugo gástrico $[H_3O+] = 1x10^{-2}$

……

3.3 SOLUCIONES AMORTIGUADORAS, TAMPON O BUFFER

Como vimos la clase anterior, el pH de los líquidos corporales oscila desde una acidez de 1,6 en el jugo gástrico hasta 7,7 en la saliva, u 8 en el jugo pancreático.

El mantenimiento del pH en estos líquidos corporales es muy importante, por ejemplo: la sangre debe mantener un pH entre 7,35 y 7,45, cualquier alteración que haga descender el pH por debajo de 7,35 producirá acidosis, y cualquier proceso que lo eleve por encima de 7,45 producirá alcalosis. Cuando el pH es superior a 7,8 o inferior a 7,0, la situación se vuelve incompatible con la vida.

¿Cómo logra el organismo mantener el pH dentro de los límites adecuados? El organismo utiliza las soluciones amortiguadoras para regular estos valores.

3.3.1 Soluciones Amortiguadoras

Son aquellas soluciones cuya concentración de hidrogeniones varía muy poco al añadirles ácidos o bases fuertes. Su función, es impedir o amortiguar las variaciones de pH ante la adición de un ácido o base.

Los amortiguadores presentes en nuestro organismo son: ácido carbónico y bicarbonato de sodio. Ácido fosfórico y fosfato monoácido, amoniaco y amonio, la hemoglobina y algunas proteínas, etc. La importancia fisiológica de estas sustancias es obvia, ya que actúan instantáneamente, amortiguando las variaciones de hidrogeniones libres cuando se produce un desequilibrio.

Los amortiguadores más sencillos están formados por mezclas binarias de:
Un ácido débil y su base conjugada (sal), por ejemplo, ácido acético y acetato de sodio

$$CH_3\text{-}COONa \rightarrow \mathbf{CH_3\text{-}COO^-_{(ac)}} + Na^+_{(ac)}$$

$$CH_3\text{-}COO\mathbf{H_{(ac)}} + H_2O_{(l)} \leftrightarrows \mathbf{CH_3\text{-}COO^-_{(ac)}} + H_3O^+_{(ac)}$$

- Una base débil y su ácido conjugado (sal), por ejemplo, amoníaco y cloruro de amonio (por lo general en concentraciones aproximadamente iguales)

$$NH_4Cl \rightarrow \mathbf{NH_4^+_{(ac)}} + Cl^-_{(ac)}$$

$$NH_{3(ac)} + H_2O_{(l)} \leftrightarrows \mathbf{NH_4^+_{(ac)}} + OH^-_{(ac)}$$

La ecuación de Henderson-Hasselbach, expresa el pH de una solución amortiguadora formada por un ácido débil y su sal:

$$\mathbf{pH = pka + \log \frac{[base\ conjugada]}{[Ácido]}}$$

[Base conjugada] = [Sal]

Para una base débil y su sal es:

$$\mathbf{pOH = pkb + \log \frac{[\text{ácido conjugado}]}{[\text{base}]}}$$

[Ácido conjugado] = [Sal]

Ejemplo:

Se tiene una solución amortiguadora formada por CH_3-COO**H** 0,1M – CH_3-COONa 0,12M ¿Qué pH dicha solución amortiguadora? (Ka_1 CH_3-COOH = 1,8 x 10^{-5})

$$CH_3\text{-}COONa \rightarrow CH_3\text{-}COO^-_{(ac)} + Na^+_{(ac)}$$
$$0{,}12\ M \qquad 0{,}12M$$

$$\downarrow$$

$$CH_3\text{-}COOH_{(ac)} + H_2O_{(l)} \leftrightarrows CH_3\text{-}COO^-_{(ac)} + H_3O^+_{(ac)}$$

$C_{inicial}$	0,1	0,12	-
$\triangle C$	-X	X	X …
$C_{equil.}$	0.1-X	0,12 + X	X

Para aplicar la ecuación de Henderson-Hasselbach

$$pH = pka + \log \frac{[sal]}{[ácido]}$$

Necesitamos:

1. el pka = - log ka = - log 1,8 x 10^{-5}
2. Las concentraciones del ácido y de la base conjugada (sal) en el equilibrio. Si usamos el artificio matemático: (C **/** Ki $\geq$1000), podemos considerar que el valor de X es despreciable, entonces (0,1-X $\approx$ 0,1 y 0,12-X $\approx$ 0,12)

   [Ácido] = [CH_3-COOH] = 0,1M

   [Base conjugada] = [CH_3-COO^-] =[Sal CH_3COONa] = 0,12M

Remplazamos en la ecuación de Henderson-Hasselbach

$$pH = -\log 4{,}3 \times 10^{-7} + \log \frac{[0{,}12]}{[0{,}1]} \qquad pH = -(-4{,}745) + 0{,}0791 = \mathbf{4{,}82}$$

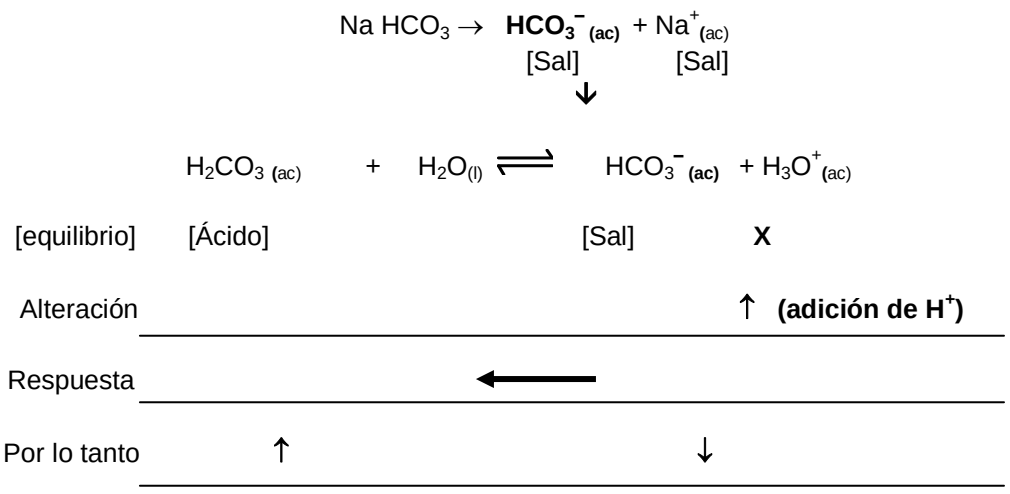
Observación:

- El pH de una solución amortiguadora depende del ácido débil que la integra, es decir de su Ka.
- La [Ácido] $_{equil.}$ = [Ácido] $_{inicial.}$ (la cantidad disociada es prácticamente despreciable)
- La [base conjugada] $_{equil.}$ = [Sal] $_{inicial.}$ (la cantidad disociada es prácticamente despreciable)
- El pH de un sistema amortiguador depende de la proporción relativa entre la sal y el ácido, pero no de las concentraciones absolutas de estos componentes. Por ejemplo, un sistema amortiguador 0,2 M en sal y 0,1 M en ácido, regula el mismo pH que un sistema amortiguador 0,4 M en sal y 0,2M en ácido, debido a que la relación concentración de sal / concentración de ácido es igual

3.5.2 Mecanismo de la acción amortiguadora

Las soluciones amortiguadoras funcionan de acuerdo al principio de LeChatelier. Cuando a la solución amortiguadora en equilibrio se le altera adicionándoles iones H^+ o iones OH^- el sistema reacciona desplazando el equilibrio en sentido directo o inverso.

Ejemplo:
Se tiene una solución amortiguadora formada por H_2CO_3 / $NaHCO_3$. ¿Qué sucederá si a dicha solución se le adiciona un ácido?


Na HCO3 → HCO3− (ac) + Na+ (ac)
[Sal] [Sal]
H2CO3 (ac) + H2O(l) HCO3− (ac) + H3O+ (ac)
[equilibrio] [Ácido] [Sal] X
Alteración ↑ (adición de H+)
Respuesta
Por lo tanto ↑ ↓

La ecuación de Henderson-Hasselbach cuando se le adiciona un ácido es:

$$pH = -\log Ka + \log \frac{[sal - Adición\ del\ ácido]}{[Ácido + Adición\ del\ ácido]}$$

¿Qué sucederá si a dicha solución se le adiciona una base?

Para el caso de un amortiguador formado por una base débil y su sal
Ejemplo: A una solución amortiguadora formada por NH_4Cl y NH_3 . ¿Qué le sucederá si se le adiciona un ácido?

$NH_4Cl \rightarrow \mathbf{NH_4^{+}{}_{(ac)}} + Cl^{-}{}_{(ac)}$

$C_{inicial} \quad C_{inicial}$

$\downarrow$

$NH_{3(ac)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons \mathbf{NH_4^{+}{}_{(ac)}} + OH^{-}{}_{(ac)}$

Ceq: $\mathbf{C_{inicial\ base\ sin\ ionizar}} \quad \mathbf{C_{inicia\ sal}} \quad \mathbf{X}$

Alteración	$\downarrow$	**(adición H^+ , reduce los OH libres)**
Respuesta	→	
Por lo tanto	$\downarrow$	$\uparrow$

La ecuación de Henderson-Hasselbach cuando se le adiciona un ácido es:

$$pOH = -\log Kb + \log \frac{[\text{sal} + \text{Adición del ácido}]}{[\text{base} - \text{Adición del ácido}]}$$

ACTIVIDAD 3.3

- **Define** soluciones amortiguadoras.
- **Identifica** los principales buffers fisiológicos
- **Calcula** el valor de pH, pOH y pKa de soluciones amortiguadora usando la ecuación de Henderson-Hasselbach

EN PAREJAS **30 MINUTOS**

1. ¿Cuál es el pH de una solución tampón que contiene 0,2 mol de HA y 0,3 mol de NaA disueltos en 500 mL de solución? (Dato: $Ka_{HA} = 9x10^{-6}$)

   ……
   ……
   ……
   ……
   ……
   ……

2. ¿Cuál es el pH del buffer propanoato que consiste de CH_3CH_2COONa 0,25 M y CH_3CH_2COOH 0,2 M? ($Ka_{cido\ propanoico} = 1.3\ x10^{-5}$).

   ……
   ……
   ……

3. Suponiendo que el pH de la sangre está regulado solo por el sistema bicarbonato / ácido carbónico, calcula la proporción de estas especies si el pH sanguíneo es 7,4

……
……
……

4. ¿Cuántas moles de CH_2NH_3Cl se deben agregar a 1L de CH_2NH_2 0,1M para formar un amortiguador cuyo pH sea 9? ($K_b = 4,4x10^{-4}$)

……
……
……

5. El amortiguador de la sangre bicarbonato/ácido carbónico tiene un pH de 7,4

$$H_2CO_3 + H_2O \rightleftharpoons HCO_3^- + H_3O^+$$

¿Que sucederá si a dicho amortiguador se le adiciona más H_3O^+? Marque V o F

( ) Incrementa bruscamente su acidez
( ) Se vuelve ligeramente más ácido
( ) Se vuelve ligeramente más alcalino
( ) Su pH aumenta ligeramente

6. Un buffer que contiene 0,20 M de ácido (HA) y 0,15 M de su base conjugada (A^-) posee un pH de 3,35. Si se le añade 0,015 mol de NaOH a 0,5 L del buffer determine cuál será el nuevo pH.

……
……
……

7. Se preparó un amortiguador mezclando 1 L de bicarbonato de sodio $NaHCO_3$ 0,5 M y 2 L de ácido carbónico 0,4 M, ¿cuál es el pH del buffer?, ¿cuántas moles de HCl se tendrán que añadir dicha solución para cambiar el pH en 0,07 unidades?

……
……
……

8. Se preparó una disolución amortiguadora disolviendo 70 g de formiato de sodio en 1 L de disolución de ácido fórmico 2,00 M ($Ka_{HCOOH} = 1,6x10^{-4}$). Calcule:
   - El pH de la disolución.

……
……

   - El pH cuando tras agregar 0,500 mol de HCl.

……
……

CONSOLIDA TUS CONOCIMIENTOS 3

1. Determine cuál de las siguientes disoluciones contiene un sistema buffer:

   a) $HClO_4$ y $NaClO_4$ b) H_2CO_3 y $NaHCO_3$

   .....
   .....
   .....

2. El ácido hipocloroso presenta un pKa de 7,5. Las lejías comerciales son mezclas de ácido hipocloroso (HClO) y hipoclorito sódico (NaClO). La concentración de ambos componentes es por lo general 0,65M ¿Cuál es el pH de la solución'

   .....
   .....
   .....

3. Si se desea cambiar el pH de la lejía del problema anterior a 6,5 analice si habría que añadir sal o ácido a la solución.

   .....
   .....
   .....

4. Calcula la concentración de H_2CO_3 en la sangre (pH de la sangre 7,4) si la concentración de HCO_3^- es $2,6x10^{-2}$ ($Ka = 8x10^{-7}$)

   .....
   .....
   .....

5. Una solución reguladora de CH_3COOH 0,12M ($Ka = 1,8x10^{-5}$) y CH_3COONa 0,1M tiene un pH de 4,74 ¿Cuál será el nuevo valor de pH al añadir 2mL de HCl 1M a 1L de solución?

   .....
   .....
   .....

UNIDAD 3

LA MATERIA ESTABLECE SISTEMAS EN EQUILIBRIO

EQUILIBRIO REDOX

UNIDAD 3

LA MATERIA ESTABLECE SISTEMAS EN EQUILIBRIO

4. EQUILIBRIO REDOX

El metabolismo consiste en una serie de procesos físicos y químicos a través del cual los seres vivos producen y utilizan energía para poder realizar sus diferentes funciones como: crecer, reproducirse, conservación de los tejidos respirar, responder a estímulos, etc.

En el metabolismo, los PROCESOS REDOX son especialmente importantes, ya que están involucrados en la cadena de reacciones químicas de la fotosíntesis y de la respiración aeróbica. En ambas reacciones existe una cadena transportadora de electrones formada por una serie de complejos enzimáticos; éstos complejos enzimáticos aceptan (se reducen) y ceden (se oxidan) electrones de una manera secuencial, de tal manera que el primero cede electrones al segundo, éste al tercero, etc., hasta llegar a un aceptor final que se reduce definitivamente. Durante su viaje, los electrones van liberando energía que se aprovecha para sintetizar enlaces de alta energía en forma de ATP.
Las moléculas comunes aceptor/donador dentro de las células son :

- Dinucleótido de adenina de niconamida (NAD+/NADH)
- Fosfato del dinucleótido de adenina de niconamida (NADP+/NADPH).

PROCESO REDOX

Los procesos redox o de óxido-reducción son aquellas reacciones donde hay movimiento de electrones desde una sustancia que cede electrones a otra sustancia que acepta electrones.
La sustancia que cede electrones, se oxida.

- La sustancia que acepta o gana electrones, se reduce.

Esta pérdida o ganancia de electrones hace que sus estados de oxidación cambien.
Veamos el siguiente ejemplo:

$$Fe_{(s)} + 2\ NaCl_{(ac)} \rightarrow FeCl_{2\ (ac)} + 2\ Na_{(s)}$$

Oxidación

- Implica perdida de electrones.
- El estado de oxidación de una especie aumenta.
- El elemento que se oxida reduce a la otra sustancia con la que está reaccionando, porque le está quitando electrones. Por esto se le denomina agente reductor.
- Representación Fe/Fe^{+2}

$$Fe_{(s)} \rightarrow Fe^{+2}_{(ac)} + 2\ e^-$$

Reducción

- Se ganan electrones.
- El estado de oxidación de una especie disminuye.
- El elemento que se reduce, oxida a la otra sustancia con la cual está reaccionando, porque le está cediendo electrones: se denomina agente oxidante.
- Representación Na^{+1}/Na

$$Na^{+1}_{ac)} + 1\ e^- \rightarrow Na°_{(s)}$$

Las semirreacciones nos permiten observar con mas claridad como se trasfieren los electrones

Puede sonar raro que la sustancia que se reduce **gane** electrones, uno suele preguntarse: ¿cómo se puede reducir una sustancia que está ganando algo? Esto sucede porque precisamente lo que está ganando son electrones, que tienen **carga negativa.**

Es importante recordar que las reacciones de oxido-reducción ocurren simultáneamente.

POTENCIAL DE UNA REACCIÓN DE OXIDO REDUCCIÓN

Potencial de Reducción

El potencial de reducción es la energía (en voltios) que requiere una molécula, elemento o ión para ganar electrones Para que esto ocurra debe existir otra molécula, elemento o ion que le ceda esos electrones, esto es, que se oxide.

Los potenciales no se pueden medir de forma absoluta, por lo cual la medida se hace frente a un electrodo de referencia. Por convención el electrodo que se toma como referencia es el electrodo de hidrógeno H^+(ac, 1M)/H_2 (1 atm), (denominado electrodo normal de hidrógeno), al cual se le ha asignado por convenio el valor de 0,000 V.

El potencial de reducción varía en función de la temperatura y de la concentración del propio ión metálico, así como de los iones que reaccionan como él. Los potenciales de reducción a condición estándar (25 °C, 1 atm de presión y concentración 1 M) de los metales más conocidos aparecen a en la tabla adjunta.

TABLA DE POTENCIALES ESTÁNDAR DE REDUCCIÓN

Electrodo	Proceso catódico de reducción	E^o(volt)
$Li^+\|Li$	$Li + e^- \rightarrow Li$	-3,045
$K^+\|K$	$K^+ + e^- \rightarrow K$	-2,925
$Ca^{2+}\|Ca$	$a^{2+} + 2e^- \rightarrow Ca$	-2,866
$H_2O\|\ H_2(Pt)$	$2H_20 + 2e^- \rightarrow H_2 + 2OH^-$	-0,828
$Zn^{2+}\|Zn$	$Zn^{2+} + 2e^- \rightarrow Zn$	-0,763
$Fe^{2+}\|Fe$	$Fe^{2+} + 2e^- \rightarrow Fe$	-0,44
$Cr^{3+},Cr^{2+}\ \|\ Pt$	$Cr^{3+} + e^- \rightarrow Cr^{2+}$	-0,408
$Cd^{2+}\|Cd$	$Cd^{2+} + 2e^- \rightarrow Cd$	-0,403
$Pb^{2+}\|Pb$	$Pb^{2+} + 2e^- \rightarrow Pb$	-0,126
$Fe^{3+}\|Fe$	$Fe^{3+} + 3e^- \rightarrow Fe$	-0,037
$H^+\|H_2$ (Pt)	**$2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$**	**0,000**
$Cu^{2+},Cu^+\|Pt$	$Cu^{2+} + e^- \rightarrow Cu^+$	+0,153
$Cu^{2+}\|Cu$	$Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$	+0,336
$Cu^+\|Cu$	$Cu^+ + e^- \rightarrow Cu$	+0,520
$Fe^{3+}, Fe^{2+}\|Pt$	$Fe^{3+} + e^- \rightarrow Fe^{2+}$	+0,770

Observación:

Podemos observar que algunos elementos se reducen con mayor facilidad que el Hidrógeno mientras que otros lo hacen con menor facilidad.

A mayor potencial de reducción, mayor facilidad para reducirse.

Potencial de Oxidación

Como la reacción de reducción es la reacción inversa, entonces Tendrá el mismo valor numérico pero con signo contrario.

La siguiente tabla muestra los potenciales de reducción de algunas reacciones biológicamente importantes.

Potenciales de reducción estándar de algunas reacciones

Oxidante	Reductor	n	E_0' (V)
Succinato + CO_2	α-Cetoglutarato	2	−0,67
Acetato	Acetaldehído	2	−0,60
Ferredoxina (oxidada)	Ferredoxina (reducida)	1	−0,43
NAD^+	NADH + H^+	2	−0,32
$NADP^+$	NADPH + H^+	2	−0,32
Lipoato (oxidado)	Lipoato (reducido)	2	−0,29
Glutatión (oxidado)	Glutatión (reducido)	2	−0,23
FAD	$FADH_2$	2	−0,22
Acetaldehído	Etanol	2	−0,20
Piruvato	Lactato	2	−0,19
Fumarato	Succinato	2	+0,03
Citocromo *b* (+3)	Citocromo *b* (+2)	1	+0,07
Deshidroascorbato	Ascorbato	2	+0,08
Ubiquinona (oxidada)	Ubiquinona (reducida)	2	+0,10
Citocromo *c* (+3)	Citocromo *c* (+2)	1	+0,22
Fe (+3)	Fe (+2)	1	+0,77
$\frac{1}{2}O_2 + 2H^+$	H_2O	2	+0,82

POTENCIAL ESTÁNDAR DE UNA REACCIÓN REDOX ($E°_{reacción}$)

La diferencia de potencial entre la semireacción de oxidación y la semireacción de reducción, a la temperatura de 25 °C, presión de 1 atmosfera y cuando la concentración de reactivos y productos es 1M se representa como **E° (potencial estándar)** y se mide en voltios. Se le conoce también como fuerza electromotriz **fem.**

Para calcular la fem de la reacción se deben usar las tablas de potencial de reducción estándar.

La FEM de la reacción redox **$E°_{reacción} = E°reducción_{reduce} - E°reducción_{oxida}$**

Ejemplo:

1. Determine si la siguiente reacción es espontánea.

$$Cu^{+2} + Zn \rightarrow Cu + Zn^{+2}$$

Paso 1:

Para saber si es espontánea debemos determinar la fem de la reacción redox.

En la ecuación podemos observar que el Cu^{+2} se está reduciendo y su potencial de reducción es:

$$Cu^{+2} + 2e \rightarrow Cu \qquad E° \text{ reducción}_{\text{reduciendo}} = + 0{,}336 \text{ V}$$

Paso 2:

El zinc se está oxidando y su p**o**tencial de oxidación es = +0,763V;

$$Zn \rightarrow Zn^{+2} + 2e \qquad E° \text{ reducción}_{\text{oxidando}} = \mathbf{+}\ 0{,}763 \text{ V}$$

Paso 3:

Calculamos la fem o E° de la reacción.
El potencial de la reacción es: $\mathbf{E°_{reacción} = E°reducción_{oxidación} + E°reducción_{reducción}}$

E reacción = 0,763V+0,336V **E reacción = 1,1 Voltio**

Conclusión:
El potencial de la reacción redox es positivo, significa que la reacción redox está generando energía equivalente a 1,1 voltios. Por lo tanto la reacción **es espontánea**.

¿Cómo saber si una reacción redox es espontánea?

Una reacción redox espontánea genera energía. Es decir, cuando una reacción redox es espontánea el $E°_{reacción}$ es positivo.

1.2 POTENCIAL DE UNA REACCIÓN REDOX A CONDICIÓN NO ESTANDAR

Para calcular el potencial de la celda en condiciones diferentes de los valores estándar se emplea la ecuación de Nernst :
Supongamos la reacción redox:

$$aA + bB \leftrightarrow cC + dD$$

Donde $$\mathbf{E_{reacción} = E°_{reacción} - \frac{0{,}0592}{n} \log \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}}$$

Cuando se alcanza el equilibrio el $E_{reacción}$ es igual a 0 y la relación de productos y reactantes se transforma en una constante Q = Kc

$$\mathbf{0 = E° - \frac{0{,}0592}{n} \log Q}$$

Donde: E = potencial de la reacción a condición no estándar
n = nº de electrones balanceados en la reacción
Q = relación de las concentraciones molares de productos y reactantes

ACTIVIDAD 4.1

Determina si una reacción es espontánea. Usa la ecuación de Nerst

EN PAREJA **30 MINUTOS**

1. Usando su tabla de potencial de reducción indique :

   a. A condición estándar ¿quién se reducirá, el Na^+ ó la Ag^+?

   ……

   b. A condición estándar, si el Cd se oxida ¿con quién reaccionará espontáneamente con el K^+ o Ni^{+2}?

   ……

2. Usando su tabla de potencial de reducción estándar indique: ¿cuáles de las siguientes especies químicas pueden ser oxidada por $Sn^{+2}_{(ac)}$?

   A. Cu B. Fe C. Br_2 D. Zn E. Ag

   ……

3. A condición estándar ¿es esta una reacción espontánea ?

   $$3\ Sn^{+2}_{(ac)} + 2\ Al^{+3}_{(ac)} \rightarrow 3\ Sn^{+4}_{(ac)} + 2\ Al_{(s)}$$

   a. Si ¿por qué? b. No ¿por qué?

   ……

   ……

4. Si se tiene estas dos medias celdas $Cu°/Cu^{+2}{}_{(1M)}$ y $Ag°/Ag^{+1}{}_{(1M)}$ el proceso redox que puede producirse espontáneamente es:

   a) $Cu^{2+} + Ag°$ -----> $Cu° + Ag^+$
   b) $Cu^{2+} + Ag^+$ -----> $Cu° + Ag°$
   c) $Cu° + Ag°$ -----> $Cu^{2+} + Ag^+$
   d) $Cu° + Ag^+$ -----> $Cu^{2+} + Ag°$

5. Con las medias reacciones $Fe^{+2}{}_{(1,5\ M)}$ / $Fe^{+3}{}_{(0,8M)}$ Zn /$Zn^{+2}{}_{(0,9\ M)}$ indique

   a) ¿Quien se oxida y quién se reduce?

   ……

   b) Escribe la reacción redox espontánea

   ……

   c) Determine el $\triangle E$ de la reacción

   ……

   d) Determine la constante de equilibrio. Interprete su valor numérico.

   ……

CONSOLIDA TUS CONOCIMIENTOS 4

1. Determina cuales de las siguientes reacciones son de oxido –reducción:

a) $BaCl_2 + Na_2CO_3 \longrightarrow BaCO_3 + 2NaCl$

……..

b) $ZnSO_4 + Cu \longrightarrow CuSO_4 + Zn$

……

c) $Ca + 2HCl \longrightarrow CaCl_2 + H_2$

……

2. En las siguientes reacciones identifica la sustancia que se oxida y la que se reduce. Luego reconoce el agente oxidante y el agente reductor

a) $KClO_3 + HBr \longrightarrow Br_2 + KCl + H_2O$

……..

……..

b) $Fe + Cl_2 \longrightarrow FeCl_3$

……..

……..

c) $C_2H_6 + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$

……..

……..

3. Determina la espontaneidad de las siguientes reacciones:

a) $Ni_{(s)} + 2Ag^{+}_{(ac)} \longrightarrow 2Ag_{(s)} + Ni^{+2}_{(ac)}$

……..

……..

b) $Zn_{(s)} + Cl_{2\,(ac)} \longrightarrow 2Cl^{-}_{(ac)} + Zn^{+2}_{(ac)}$

……..

……..

4. Para una reacción redox que utiliza la siguiente reacción:

$2Ag^{+}_{(ac)} + Sn_{(s)} \longrightarrow 2Ag_{(s)} + Sn^{+2}_{(ac)}$

Calcula el potencial de la celda cuando $[Ag^{+}] = 0{,}01M$ y $[Sn^{+2}] = 0{,}02M$

……..

……..

……..

……..

UNIDAD 4

CARBONO

LA NATURALEZA ORGÁNICA DE LA MATERIA

UNIDAD 4

LA NATURALEZA ORGÁNICA DE LA MATERIA

Los productos orgánicos están presentes en todos los aspectos de nuestra vida; nuestro propio funcionamiento, la ropa que vestimos, los jabones, champús, las medicinas, los utensilios de cocina, la comida, etc.
Durante mucho tiempo, las sustancias orgánicas se obtenían exclusivamente a partir de los seres vivos llegándose a pensar que la intervención de la vida era indispensable para llegar a elaborar estos compuestos. Posteriormente, se logró sintetizar compuestos orgánicos, a partir de sustancias minerales, por lo que se desterró por completo esta teoría. Actualmente, se sintetizan millones de compuestos orgánicos.

Actualmente a la Química Orgánica se le suele denominar la **Química del Carbono** y se encarga de estudiar los compuestos del carbono tetravalente producidos por los seres vivos o sintetizados en los laboratorios.

1. EL CARBONO

El estudio de la química orgánica moderna exige un conocimiento claro de las características fundamentales del átomo de carbono y del enlace covalente.
En la corteza terrestre es el duodécimo elemento en orden de abundancia. En el cuerpo humano el segundo elemento en orden de abundancia (18%) está formando parte de los lípidos, proteínas, carbohidratos, enzimas, etc.

Características

Ahora, usando tu tabla periódica contesta las siguientes preguntas acerca del carbono:

1. ¿Dónde se ubica en la TP?
   ……

2. ¿Qué es el carbono?
   ……

3. ¿Cómo es su electronegatividad?
   ……

4. ¿Qué tipo de enlaces forma con el H? ¿con el O? y ¿con el N?
   ……

5. ¿Cómo es su tamaño?
   ……

6. ¿Cuál es su Z?
   ……

7. ¿Cuál es su distribución electrónica? y ¿su nivel de valencia?

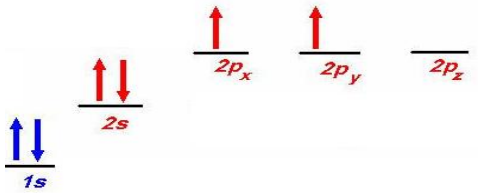
   ……

Propiedades

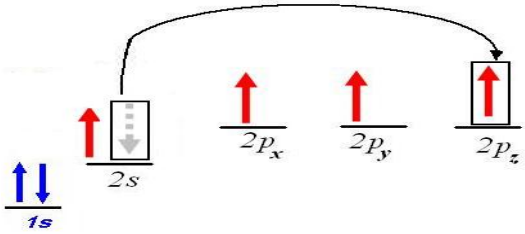
1. **Hibridación:** Combinación de sus orbitales para poder obtener la distribución espacial adecuada al formar enlaces simples, dobles o triples.

Hibridación sp^3:

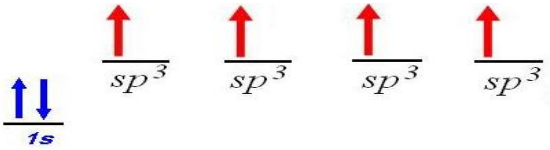
La configuración electrónica desarrollada para el carbono es:



El primer paso en la hibridación, es el salto de un electrón del orbital 2s al orbital 2p.

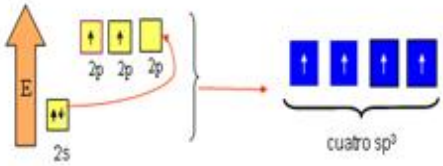


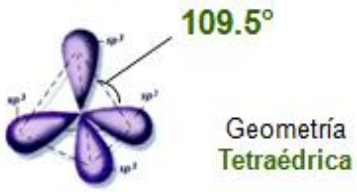
Después del salto del electrón se forma los 4 orbítales híbridos del tipo sp^3, cada uno con un electrón

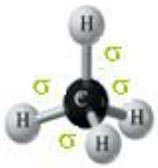


Estos orbítales son idénticos entre sí, pero diferentes de los originales ya que tienen características de los orbítales “s” y “p” y se encuentran en un nivel intermedio de nergía. Estos son los electrones que se comparten.

En este tipo de hibridación se forman cuatro **enlaces simples** denominados **sigma (σ).** Su geometría es tetraédrica.

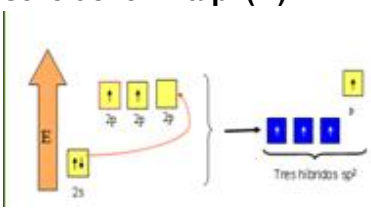


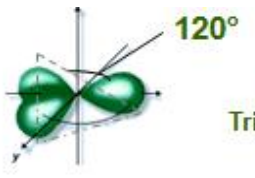




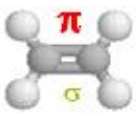
Hibridación sp^2:

En este tipo de hibridación se combinan solo dos orbítales “p” con un orbital “s” produciéndose tres orbítales híbridos sp^2. El átomo de tipo de hibridación forman tres enlaces sigma (σ) y un enlace pi (π). Su geometría es triangular plana. Al **doble enlace** se le denomina **pi (π).**



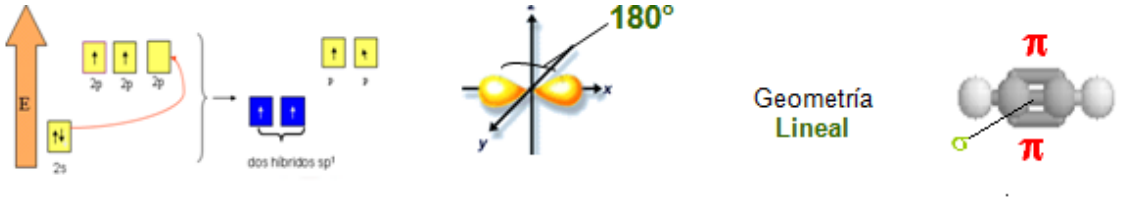


Geometría
Triangular Plana



Hibridación sp^1:

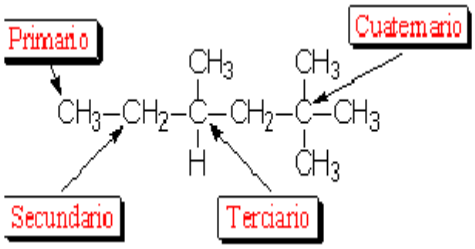
En este tipo de hibridación sólo se combina un orbital “p” con el orbital “s”. Con este tipo de hibridación el carbono puede formar un triple enlace.
Se caracteriza por la presencia de un **triple enlace** (1 enlace sigma y dos enlaces pi). Su geometría es plana.



2. **Tetravalencia:** Capacidad para formar 4 enlaces covalentes,
3. **Auto saturación**; El radio atómico pequeño le posibilita unirse a sí mismo formando largas cadenas. Esta propiedad se denomina **auto saturación.** La unión C-C puede formar cadenas lineales o ramificadas con diferentes formas y longitudes

Tipos de carbono con hibridación sp3:

Primario: Si está enlazado a 1 carbono.
Secundario: Si está enlazado a 2 carbonos.
Terciario: Si está enlazado a 3carbonos.
Cuaternario: Si está enlazado a 4 carbonos.



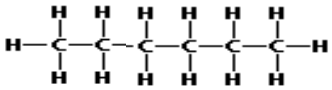
1.4 TIPOS DE FÓRMULAS

La posición del carbono en la tabla periódica, su electronegatividad, tamaño pequeño y tetra valencia hace que las moléculas orgánicas siempre consten de un esqueleto carbonado.
La formula de un compuesto se puede representar de diversas formas.

Formula Molecular (global): indica el número de átomos de cada tipo en el compuesto: Ejemplo: Hexano C_6H_{14} ,

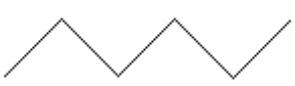
Formula estructural condensada (semidesarrollada): muestra la cadena carbonatada con sus respectivos hidrógenos: Hexano $CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2CH_3$

Formula estructural desarrollada (Estructura Kekulé):

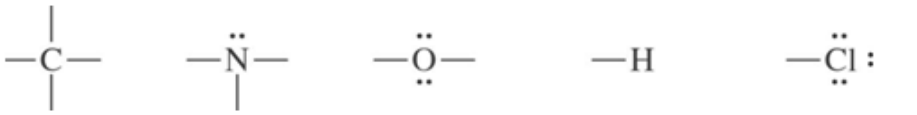


Formula estructural de armazón o gráfica

- Se usan líneas simples, dobles o triples para representar enlaces simples, dobles o triples respectivamente.
- Los vértices representan átomos de carbono.
- El hidrógeno no se indica (se sobreentiende que están ahí)
- Los demás elementos como el N, O, S, Cl, se indican explícitamente.



- Es importante recordar que:



tetravalente trivalente divalente Monovalente Monovalente

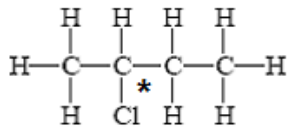
ACTIVIDAD 4.1

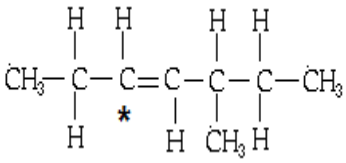
EN PAREJA **20 MINUTOS**

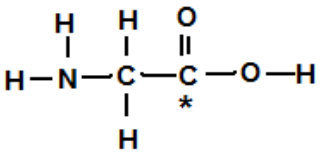
1. Para el siguientes compuestos: C_2H_6, C_2H_4, C_2H_2
   - Represéntelos mediante sus estructuras Lewis.
   - Utilizando los modelos arma las estructura representadas. Dibújalos.
   - Con el modelo en mano, indique el tipo de hibridación, el ángulo de enlace y su geometría.

	Estructura Lewis	Fórmula semidesarrollada	Hibridación	Ángulo de enlace	Geometría
C_2H_6,					
C_2H_4,					
C_2H_2					

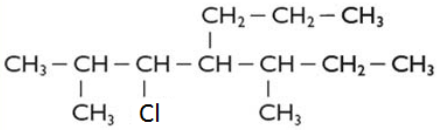
2. Determine la hibridación de los átomos de carbono en cada compuesto:

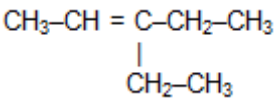






3. Observe las estructuras siguientes y determina los carbonos primarios, secundarios, terciarios o cuaternarios.

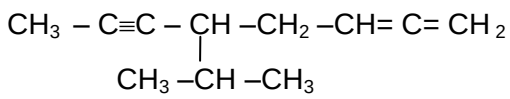




a **b**

Compuesto	#C primario	#C secundario	#C terciario	# C cuaternario
a				
b				

4. Para el siguiente compuesto:



Indique:

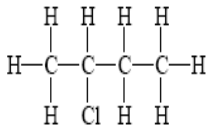
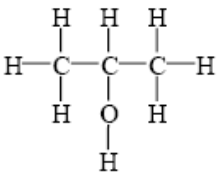
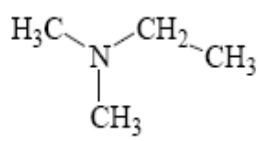
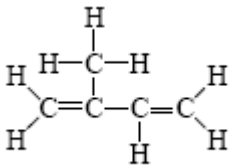
a. El número de carbonos : sp^3 ……. , sp^2 ……., sp ……..
b. El número de carbonos : Primario ……., Secundario ……
Terciario ……., Cuaternario ……

c. El número de enlaces: pi (π) ……

5. Muestra las formulas semidesarrollada y gráfica para las siguientes estructuras:

C_3H_8	C_4H_8

6. Represente la fórmula gráfica de los siguientes compuestos:

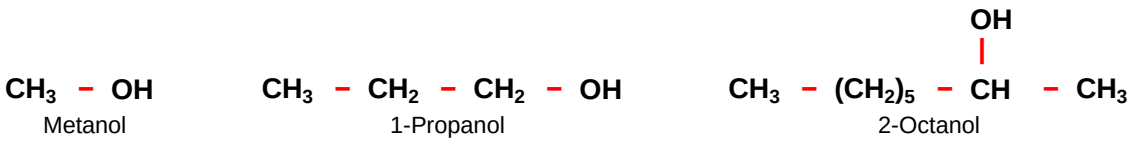
2. FUNCIONES QUÍMICAS ORGÁNICAS

Al igual que los compuestos inorgánicos, la gran cantidad de compuestos orgánicos requiere una organización. Los compuestos se organizan de acuerdo a sus grupos funcionales.

La porción de la molécula orgánica donde se encuentren los enlaces insaturados o átomos no metálicos diferentes de carbono e hidrógeno corresponde a la parte más reactiva de la molécula. Esta porción de la molécula se denomina *grupo funcional* y es precisamente la responsable de sus funciones o propiedades químicas.

Cada grupo funcional corresponde a una familia orgánica. Moléculas diferentes que tienen la misma clase de grupo o grupos funcionales reaccionan de modo semejante.

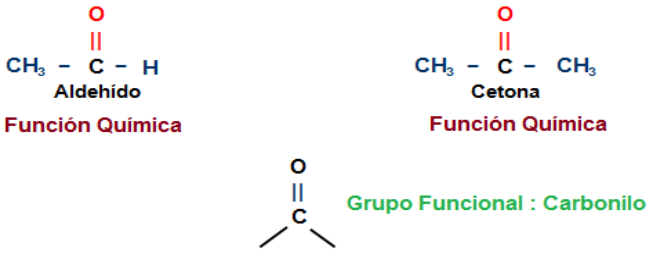
Ejemplo 1:



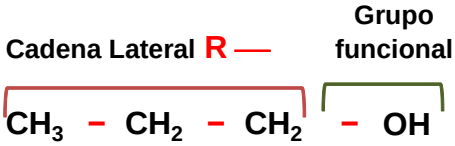
estos compuestos son alcoholes y poseen el mismo grupo funcional (hidroxilo), por lo tanto sus propiedades químicas serán similares.

Ejemplo 2:

Estos compuestos pertenecen a las funciones químicas de aldehídos y cetonas respectivamente. Tienen en común el mismo grupo funcional carbonilo, por lo tanto sus propiedades químicas serán similares.



Estos compuestos tienen 2 partes:



A continuación, se presenta una Tabla con las funciones químicas orgánicas y sus respectivos grupos funcionales:

Familia de Compuestos Orgánicos y sus Grupos Funcionales

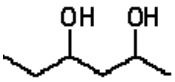
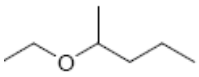
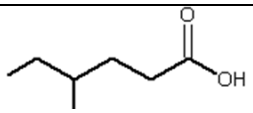
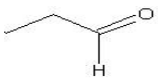
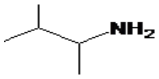
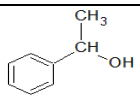
FAMILIA	GRUPO FUNCIONAL		FÓRMULA GENERAL	EJEMPLO	NOMBRE
	Nombre	Fórmula			
ALCOHOLES	hidroxilo	– OH	R – OH	CH_3-CH_2-**OH**	ETAN**OL**
ÉTERES	Oxi	– O –	R – O – R'	CH_3- **O** - CH_3	DIMETIL **ETER**
ALDEHÍDOS	Carbonilo	– C = O I	R – CHO	CH_3-**CHO**	ETAN**AL**
CETONAS	Carbonilo	– C = O I	R – C – R' II O	CH_3-**CO**-CH_3	PROPAN**ONA**
ACIDOS CARBOXÍLICOS	Carboxilo	– C = O | OH	R – COOH	CH_3-**COOH**	**ÁCIDO** ETAN**OICO**
SALES ORGÁNICAS	Carboxilo	– C = O | ONa	R – COOM M = metal	CH_3-**COONa**	ETAN**OATO** DE SODIO
ÉSTERES	Carboxilo	– C = O | O –	R – COO– R'	CH_3-**COO-CH_3**	ETAN**OATO** DE METILO
AMINAS	Amina	NH_2 – Primaria	R, H, N – H	CH_3, H, **N** – H	METIL **AMINA**
		–NH – Secundaria	R, R', N – H	CH_3, CH_3, **N** – H	DIMETIL **AMINA**
		I –N – Terciaria	R, R', N – R''	CH_3, CH_3, **N** – CH_3	TRIMETIL **AMINA**
AMIDAS	Amida	– C = O | NH_2	R – $CONH_2$	CH_3-**CO NH_2**	ETANO **AMIDA**

ACTIVIDAD 4.2

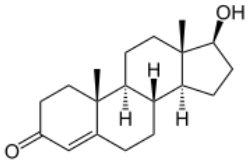
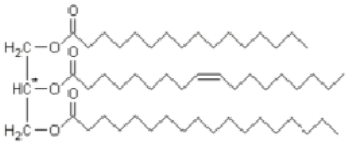
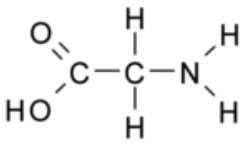
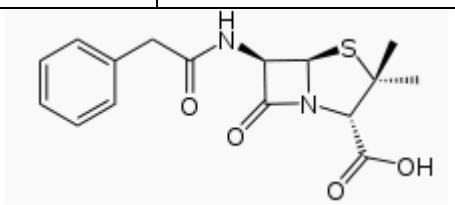
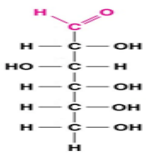
- Clasificación de acuerdo a su grupo funcional
- Identificación de los grupos funcionales

EN GRUPO **15 MINUTOS**

1. Encierre los grupos funcionales e indique la función química que le corresponde:

$HOOC–CH_2–CH_3$		$CH_3–CONH_2$	
			
$CH_3–CH_2$-NH -CH_3		$CH_3–CH_2$ -CO–CH_3	
			
$CH_2=CH_2$		$CH_3–COO–CH_3$	
			

2. Las funciones químicas forman parte de moléculas complejas como proteínas, carbohidratos, lípidos, hormonas, vitaminas, antibióticos, etc. Encierre los grupos funcionales que forman parte de las siguientes moléculas e indique la(s) función(es) química(s) respectiva(s):

Testosterona	**Triglicérido**	**Glicina**
		
…… ……	…… ……	…… ……
Glucosa	**Penicilina** 	
		
…… ……	…… ……	…… ……

UNIDAD 4

GRUPOS FUNCIONALES

LA NATURALEZA ORGÁNICA DE LA MATERIA

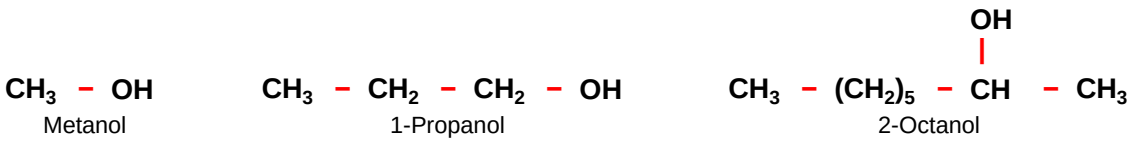
UNIDAD 4

LA NATURALEZA ORGÁNICA DE LA MATERIA

4.2 GRUPOS FUNCIONALES

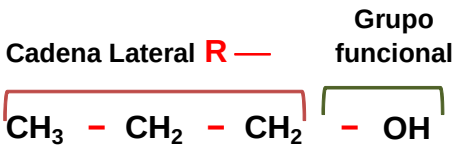
Al igual que los compuestos inorgánicos, la gran cantidad de compuestos orgánicos requiere una organización. Los compuestos se organizan de acuerdo a sus grupos funcionales.
La porción de la molécula orgánica donde se encuentren los enlaces insaturados o átomos no metálicos diferentes de carbono e hidrógeno corresponde a la parte más reactiva de la molécula. Esta porción de la molécula se denomina *grupo funcional* y es precisamente la responsable de sus funciones o propiedades químicas.
Cada grupo funcional corresponde a una familia orgánica. Moléculas diferentes que tienen la misma clase de grupo o grupos funcionales reaccionan de modo semejante.

Ejemplo:



Estos compuestos poseen el mismo grupo funcional (alcoholes), por lo tanto sus propiedades químicas serán similares.

Estos compuestos tienen 2 partes:



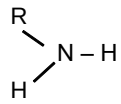
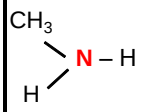
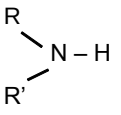
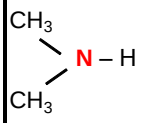
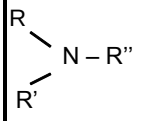
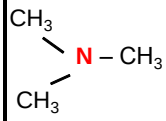
Otros ejemplos son:

Propanal	$CH_3 - CH_2 - CH_2 - CHO$
Ácido propanoico	$CH_3 - CH_2 - CH_2 - COOH$

Se les representa así:
Aldehído R—CHO, y
Cetona R—CO—R′

A continuación, se presenta una Tabla con las funciones químicas orgánicas y sus respectivos grupos funcionales:

Familia de Compuestos Orgánicos y sus Grupos Funcionales

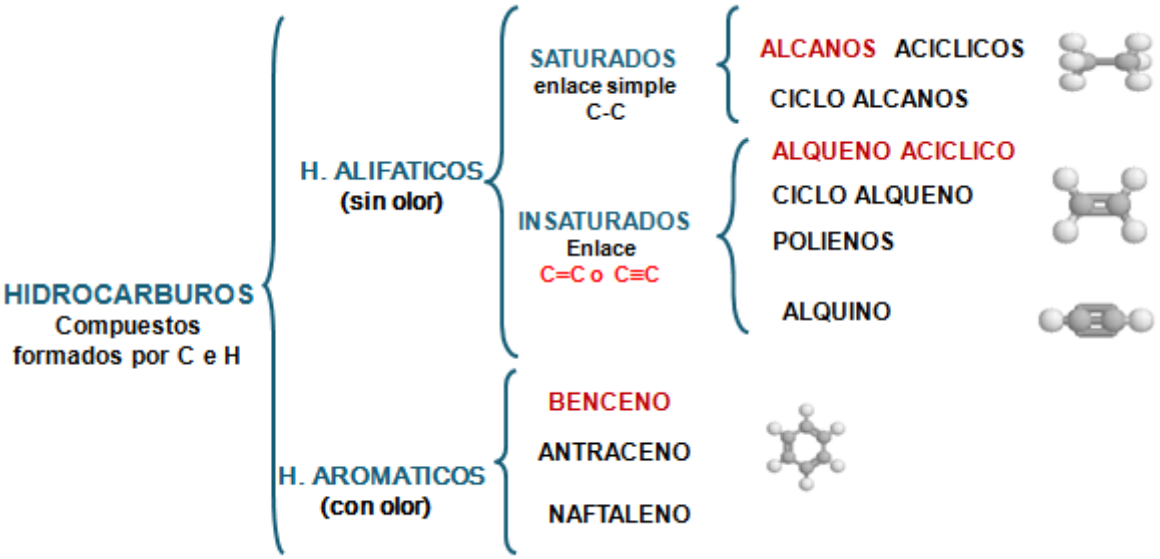
FAMILIA	GRUPO FUNCIONAL		FÓRMULA GENERAL	EJEMPLO	NOMBRE
	Nombre	Fórmula			
ALCOHOLES	Oxhidrilo	– OH	R – OH	CH_3-CH_2-**OH**	ETAN**OL**
ÉTERES	Oxi	– O –	R – O – R'	CH_3- **O** - CH_3	DIMETIL **ETER**
ALDEHÍDOS	Carbonilo	– C = O I	R – CHO	CH_3-**CHO**	ETAN**AL**
CETONAS	Carbonilo	– C = O I	R – C – R' II O	CH_3-**CO**-CH_3	PROPAN**ONA**
ACIDOS CARBOXÍLICOS	Carboxilo	– C = O | OH	R – COOH	CH_3-**COOH**	**ÁCIDO** ETAN**OICO**
SALES ORGÁNICAS	Carboxilo	– C = O | ONa	R – COOM M = metal	CH_3-**COONa**	ETANO**ATO** DE SODIO
ÉSTERES	Carboxilo	– C = O | O –	R – COO– R'	CH_3-**COO-CH_3**	ETANO**ATO** DE METILO
AMINAS	Amina	NH_2 – Primaria			METIL **AMINA**
		–NH – Secundaria			DIMETIL **AMINA**
		| –N – Terciaria			TRIMETIL **AMINA**
AMIDAS	Amida	– C = O | NH_2	R – $CONH_2$	CH_3-**CO NH_2**	ETANO **AMIDA**

2.1 HIDROCARBUROS

Se conocen como hidrocarburos a los compuestos orgánicos que solo contienen carbono e hidrógeno. Se trata de las moléculas orgánicas más sencillas, y sirven como base para el estudio de los demás compuestos. Las propiedades de los hidrocarburos se encuentran determinadas por el tipo de enlace y la presencia de ramificaciones y anillos.

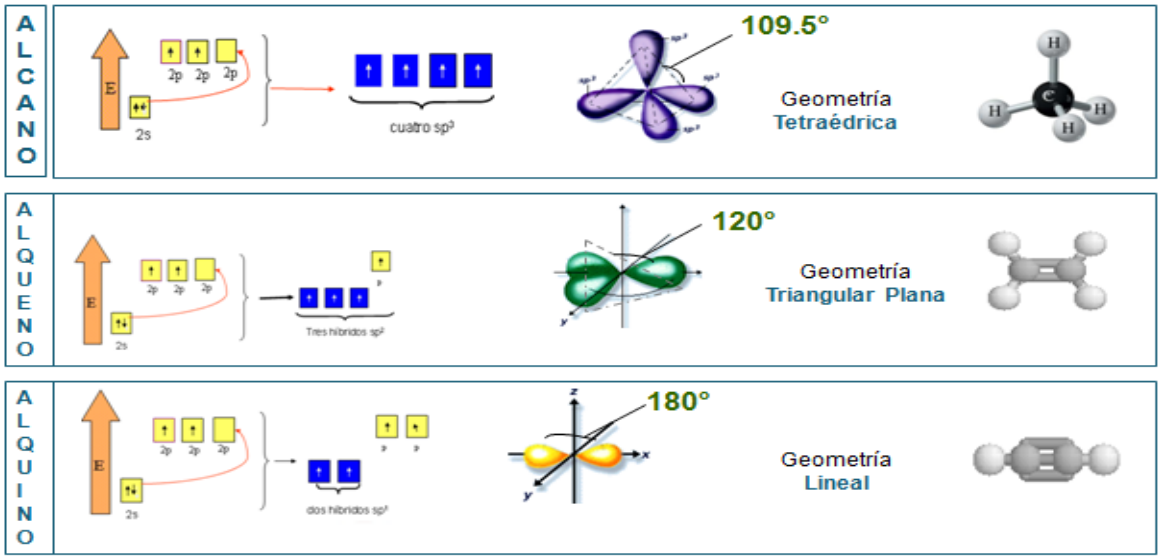
2.1.1 CLASIFICACIÓN

Los hidrocarburos pueden clasificarse en:



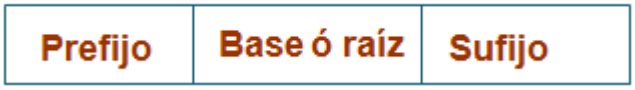
2.1.2 CARACTERÍSTICAS ESTRUCTURALES

Las características de los hidrocarburos saturados e insaturados se resumen en el siguiente cuadro:



2.1.3 NOMENCLATURA

En general los nombres para los compuestos orgánicos comprenden tres partes



Dependiendo de su complejidad, una molécula puede presentar varios prefijos y varios sufijos.

La raíz del nombre está compuesta por un prefijo que indica el número de carbonos..

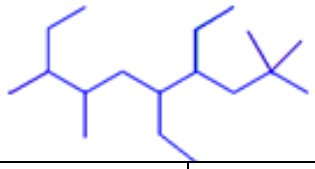
TABLA DE PREFIJOS

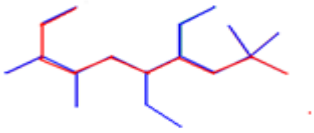
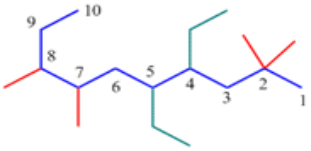
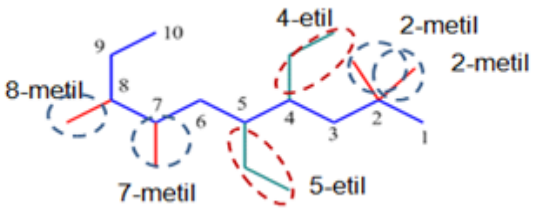
Nº C	NOMBRE	Nº C	NOMBRE
1	MET	20	EICOS
2	ET	21	HENEICOS
3	PROP	22	DOCOS
4	BUT	23	TRICOS
5	PENT	24	TETRACOS
6	HEX	25	PENTACOS
7	HEPT	30	TRIACONT
8	OCT	40	TETRACONT
9	NON	50	PENTACONT
10	DEC	60	HEXACONT
11	UNDEC	61	HENHEXACONT
12	DODEC	62	DOHEXACONT
13	TRIDEC	63	TRIHEXACONT
14	TETRADEC	70	HECTACONT
15	PENTADEC	80	OCTACONT
16	HEXADEC	81	HENACTACONT
18	OCTADEC	90	NONACONT
19	NONADEC	100	HECT

Sufijos aplicados a los Hidrocarburos y a los Radicales

Función Química	Sufijo	Formula General
ALCANOS	ANO	C n H2n + 2
ALQUENOS	ENO	$C_n H_{2n}$
ALQUINO	INO	$C_n H_{2n-2}$

Nomenclatura de Alcanos



1. Elegimos la cadena base La cadena base es la que contiene más carbonos consecutivos. En caso de empate se elige la más ramificada.	
2. Numeramos los carbonos de la cadena base Se inicia por el extremo que tenga **MÁS CERCA LA RAMIFICACIÓN**. En caso de empate se busca la siguiente ramificación.	
3. Nombramos la cadena base: **RAIZ NUMERAL** con terminación **ANO.**	Decano
4. **Nombramos los sustituyentes (radical alquil) de la siguiente forma** : • Indicar la ***posición*** que ocupa. • Nombrar usando la **RAIZ NUMERAL** correspondiente con la terminación **IL** • De ser necesario se deben ***agrupar*** las ramificaciones iguales usando los prefijos DI, TRI, TETRA, etc.	
5. **Insertamos los nombres de los sustituyentes al nombre de la cadena base o cadena principal en estricto orden alfabético**. Los prefijos DI, TRI, TETRA no entran en el orden alfabético Colocar comas (,) ó guiones (-) donde corresponda. Número **,** Número Número **-** Letra Letra **–** Número	**2,2,7.8-tetrametil** **4,5-dietil** **4,5-dietil-2,2,7.8-tetrametildecano**

Nomenclatura de alquenos y alquinos

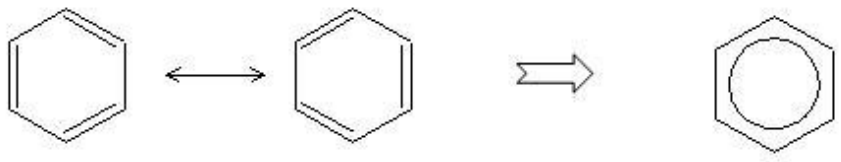
1. **Se debe elegir la cadena principal.**
   La cadena principal es la que contiene mas enlaces insaturados
   En caso de empate se elige la más larga, si nuevamente empata se escoge la más ramificada.
2. **Se debe de numerar los carbonos de la cadena principal**
   La numeración: se inicia por el extremo que tenga más cerca el enlace insaturado.
   En caso de empate se busca el siguiente enlace insaturado.
3. **Nombrar la cadena principal:**
   RAIZ NUMERAL con terminación **ENO** y/ó **INO** respectivamente.
4. Nombrar las ramificaciones

Nota : Los hidrocarburos cíclicos toman los nombres de los hidrocarburos de cadena abierta correspondiente, precedidos de la palabra ciclo. Se numera buscando la menor numeración posible.

2.1.4 HIDROCARBUROS AROMÁTICOS

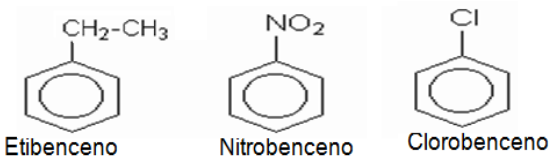
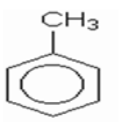
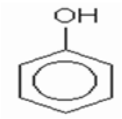
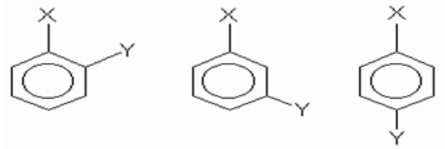
Se trata de compuestos cíclicos e insaturados con características marcadamente distintas de los compuestos alifáticos, por lo que se agrupan en una nueva categoría. Aunque antiguamente se relacionaban con los aromas, pues algunas de las moléculas de esta familia presentaban aromas agradables, actualmente la aromaticidad se refiere a las propiedades que otorga la presencia de dobles enlaces conjugados en anillos planos.

El benceno constituye el compuesto fundamental de toda la serie aromática.



Los electrones del benceno son de enlace doble (π) deslocalizados, es decir, no ligados a un solo átomo; por ello, se representa con una circunferencia pequeña que cruza todos los carbonos del anillo. Cuando uno o más átomos de hidrógeno se sustituyen por grupos alquilo, se forman infinidad de compuestos derivados.

Los compuestos aromáticos derivados del benceno se nombran al colocar el benceno como cadena principal e indicando la posición de los sustituyentes. Cuando solo hay un sustituyente, le corresponde el número 1, que puede omitirse en el nombre.

BENCENO MONOSUSTITUÍDO	BENCENO DISUSTITUÍDO
 Etibenceno Nitrobenceno Clorobenceno Algunos nombres comunes:  Tolueno  Fenol	Los derivados disustituídos pueden ser orto-meta-para:  orto meta para

Cuando existen solo dos sustituyentes, es frecuente indicar la posición de estos mediante los prefijos orto- (o = 1,2), meta- (m = 1,3) y para- (p=1,4).

2.1.5 PROPIEDADES DE HIDROCARBUROS

A. Propiedades Físicas

Los hidrocarburos son prácticamente considerados como moléculas no polares debido a que los enlaces C-C y C-H presentan una polaridad muy baja.

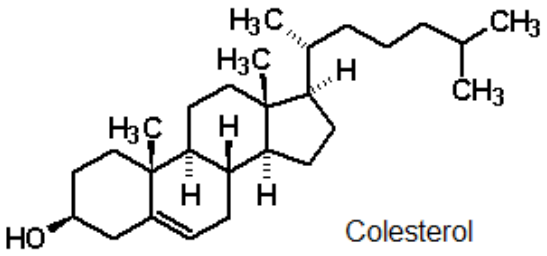
Debido a que sus fuerzas intermoleculares son muy débiles (fuerzas de London), a temperatura ambiente es posible encontrar alcanos en diferentes estados físicos así:

- De metano a butano son gaseosos.
- De pentano a hexadecano son líquidos
- De heptadecano en adelante son sólidos.

Solubilidad

Los alcanos son moléculas no polares mientras que el agua es polar. La regla de solubilidad es lo similar disuelve a lo similar, por esta razón los hidrocarburos son insolubles en agua, pero solubles en disolventes no polares como la gasolina, éter, benceno, etc . El CH_4, es el alcano más soluble en agua, su solubilidad a 25°C es 2 x 10^{-5} g/mL..
Por lo tanto, si nos encontramos con un compuesto orgánico que en su mayor parte es hidrocarburo es posible predecir que será insoluble en agua. Cuanto mayor sea la "porción hidrocarbonada" en una molécula, menor será su solubilidad.

Ejemplo:



Colesterol

Si observamos, solo una pequeña porción de la molécula del colesterol es polar (-OH), mientras que un gran porcentaje es no polar. Por lo tanto, será insoluble en agua, esta es la razón por la que el colesterol es capaz de formar depósitos sólidos en los capilares sanguíneos y producir serios trastornos a la salud.

Los alquenos y los alquinos, son ligeramente más polares que los alcanos, pero el valor de su solubilidad en agua es tan pequeño que prácticamente se consideran insolubles en ella.

Además, son menos densos que el agua por lo que flotan sobre él.

Punto de ebullición y Punto de fusión

El punto de ebullición y el punto de fusión aumentan con el tamaño del alcano porque las fuerzas intermoleculares son más efectivas cuando la molécula presenta mayor superficie de contacto. Por lo tanto, los puntos de fusión y ebullición van a aumentar a medida que se incrementa el número de átomos de carbono.

Propiedades físicas de los alcanos

Fórmula Molecular	Nombre	Estado Físico (a 25 ºC y 1 atm)	Puntos de		Densidad g/mL
			Fusión °C (a 1 atm)	Ebullición °C (a 1 atm)	
CH_4	Metano	Gas	–182,6	–161,7	0,424
C_2H_6	Etano	Gas	–172,0	–88,6	0546
C_3H_8	Propano	Gas	–187,1	–42,2	0,501
C_4H_{10}	Butano	Gas	–135,0	–0,5	0,579
C_5H_{12}	Pentano	Líquido	–129,7	36,1	0,626
C_6H_{14}	Hexano	Líquido	–94,0	68,7	0,659
C_7H_{16}	Heptano	Líquido	–90,5	98,4	0,684
C_8H_{18}	Octano	Líquido	–56,8	125,6	0,703
C_9H_{20}	Nonano	Líquido	–53,7	150,7	0,718
$C_{10}H_{22}$	Decano	Líquido	–29,7	174	0,730
$C_{16}H_{34}$	hexadecano	Líquido	18,0	280,0	0,775
$C_{18}H_{38}$	Octadecano	Sólido	28,0	308,0	0,777

En el caso de los alcanos ramificados, éstos presentan un punto de ebullición más bajo que el del los lineales con el mismo número de átomos de carbono. Esta diferencia se debe a que los alcanos ramificados son más compactos, con menos área superficial para las interacciones por fuerzas de London

Puntos de ebullición de los isómeros del pentano

Isomeros C_5H_{12}	Puntos de ebullición
$CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_3$	36,1
$CH_3 - CH_2 - CH(CH_3) - CH_3$	27,8
$CH_3 - C(CH_3)_2 - CH_3$	9,5

Las temperaturas de ebullición y fusión de los alquenos son muy similares a la de los alcanos correspondientes.

B. Propiedades Químicas

Propiedades Químicas de Alcanos

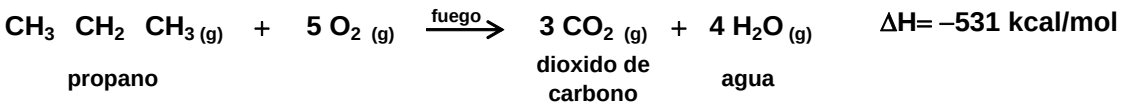
Se conocen también como parafinas, debido a su poca reactividad (parafina significa poca afinidad).

Las reacciones más importantes son:

- Combustión
- Halogenación

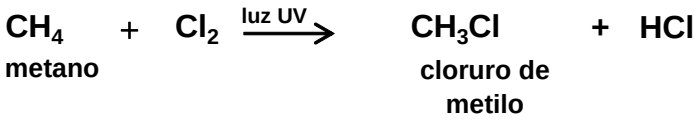
Combustión

La combustión es una reacción de oxidación en la cual todos los átomos de carbono del hidrocarburo se convierten en CO_2 y los átomos de hidrógeno en H_2O. Esta reacción se utiliza como fuente de calor, el calor desprendido al quemar una molécula de alcano se llama calor de combustión (Δ H).



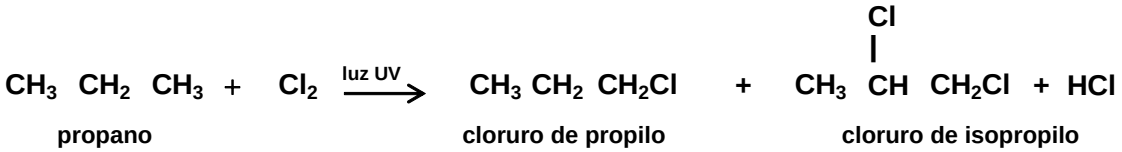
Halogenación

La halogenación de los alcanos es una reacción de sustitución. Los alcanos reaccionan con los halógenos (Cl_2, Br_2, I_2), en presencia de luz ultravioleta o a temperaturas elevadas.



Los alcanos superiores también presentan halogenación, produciéndose una mezcla de productos halógenados.

Ejemplo:



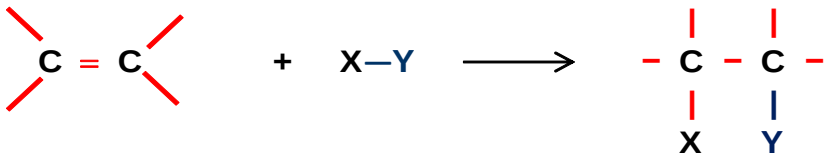
El cloruro de etilo (punto de ebullición 12,5°C) es usado como anestésico local.

Propiedades Químicas de Alquenos

Lo que identifica a los alquenos es la presencia del doble enlace carbono-carbono, este es, por tanto, su *grupo funcional* y como tal determinará las reacciones químicas características que pueden sufrir estos hidrocarburos.

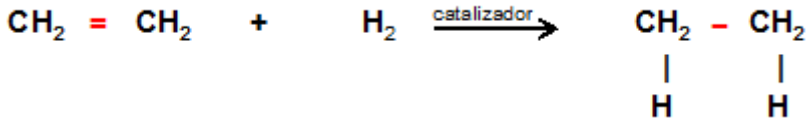
Las reacciones de los alquenos se conocen con el nombre de **adición**. Una reacción en la que se combinan dos moléculas para producir una sola, se llama reacción de adición. El reactivo simplemente se agrega al alqueno, en contraposición a la reacción de sustitución típica de los alcanos.

Las adiciones al doble enlace de los alquenos tienen las siguientes características:

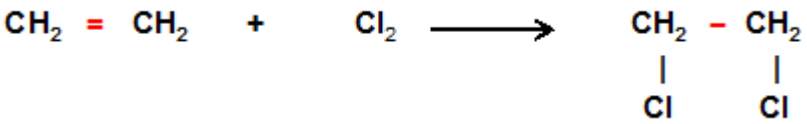


El doble enlace consiste en un enlace σ fuerte, y en otro π débil; en consecuencia, la reacción implique la ruptura del enlace más débil, formándose en su lugar dos enlaces σ fuertes

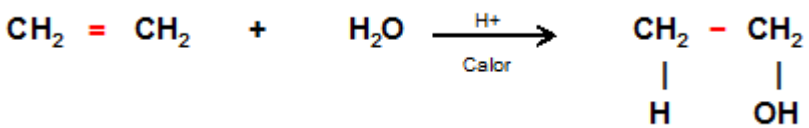
Reacción de Hidrogenación



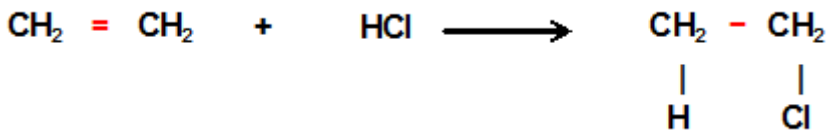
Reacción de Halogenación



Reacción de Hidratación



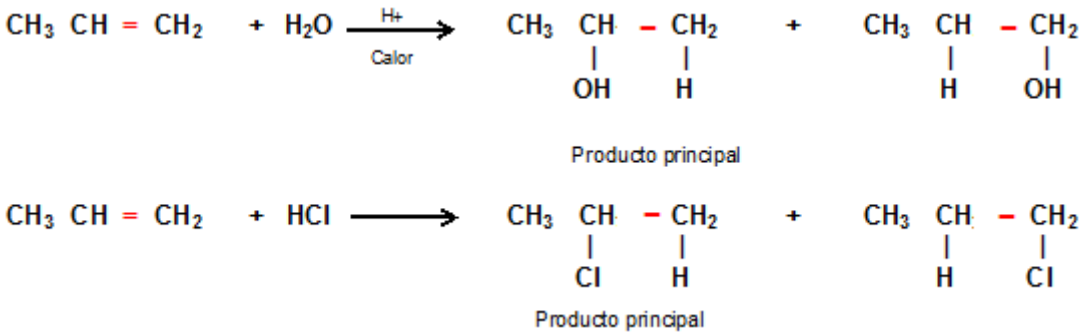
Reacción de hidro-halogenación



Cuando tanto el reactivo como el alqueno no son simétricos, se producirá una reacción denominada regio específica. El reactivo asimétrico se adicionará selectivamente, de acuerdo a la regla de Markovnikov.

> **Regla de Markonikov**: Cuando un reactivo asimétrico del tipo H—Y se adicionará a un alqueno asimétrico, el hidrógeno se adicionara al carbono que tiene más hidrógenos.

Ejemplos:



ACTIVIDAD 4.1

1. Indique los productos de
   a) $CH_3CH_2CH_2CH{=}CH_2 + H_2 \rightarrow$ ……

   b) $CH_3CH_2CH_2CH_2CH_3 + O_2$ + energía→……

   c) $CH_3CH_2CH_3 + Cl_2 \rightarrow$……..

   d) $CH_3CH{=}CH_2 + H_2 \rightarrow$……...

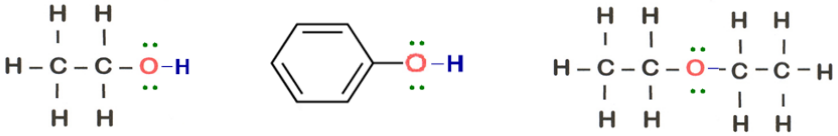
   e) $CH_3CH{=}CH_2 + Br_2 \rightarrow$……..

   f) $CH_3CH{=}CH_2$ + HCl→……...

   g) $CH_3CH{=}CH_2$ + H_2O→……...

2.3 COMPUESTOS OXIGENADOS: ALCOHOLES FENOLES Y ETERES

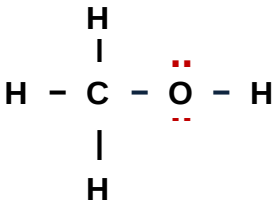
Los alcoholes, fenoles y éteres son compuestos orgánicos oxigenados. Estos compuestos se encuentran presentes en moléculas biológicas como carbohidratos, colesterol y algunos aminoácidos.



Alcohol Fenol Eter

2.3.1 ALCOHOLES

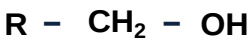
Los *alcoholes* son compuestos que tienen el grupo hidroxilo -OH unidos covalentemente a átomos de carbono saturado, con hibridación sp^3.



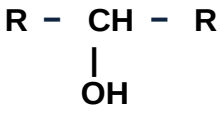
Los alcoholes están ampliamente distribuidos en la naturaleza. En los seres vivos se encuentra formando parte de carbohidratos, proteínas, lípidos, ácidos nucleídos, etc.

De acuerdo con el tipo de carbono al que está unido el grupo OH, los alcoholes se clasifican como:

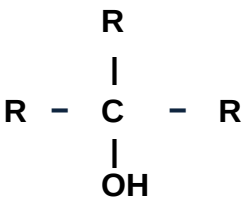
– **Alcohol primario**: si el grupo oxidrilo se encuentra unido a un carbono primario



– **Alcohol secundario**: si el grupo oxidrilo se encuentra unido a un carbono secundario



– **Alcohol terciario**: si el grupo oxidrilo se encuentra unido a un carbono terciario



Nomenclatura de alcoholes

A los alcoholes se les puede nombrar usando la nomenclatura común o la nomenclatura IUPAC.

Nomenclatura común

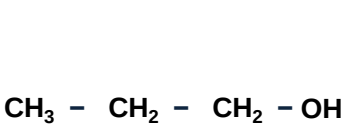
Para nombrarlos se antepone la palabra alcohol y se cambia el sufijo -ano por -ílico y al anteponer la palabra alcohol.

CH_3- OH	CH_3-CH_2-OH
alcohol metil**ico**	alcohol etil**ico**

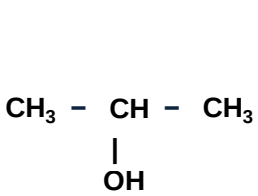
Nomenclatura IUPAC

Para nombrarlos se siguen las mismas reglas que para nombrar hidrocarburos. Se cambia el sufijo del hidrocarburo *-ano* por *-ol*.. El grupo funcional –OH tiene prioridad sobre los enlaces múltiples. Se le asigna el número más bajo posible.

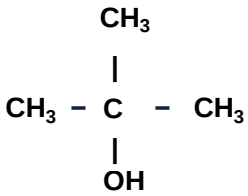
Ejemplos:



1-propanol

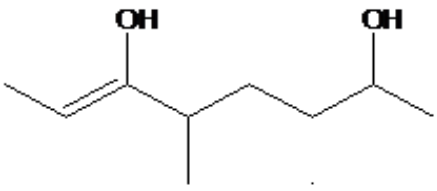


2-propanol
sec-propanol



2 metil-2-propanol
ter-butanol

Si existen varios grupos –OH, se anteponen los prefijos *di-*, *tri-*, *tetra-*, etcétera.



5-metil-6-octaen-2,6-diol

Propiedades físicas de alcoholes

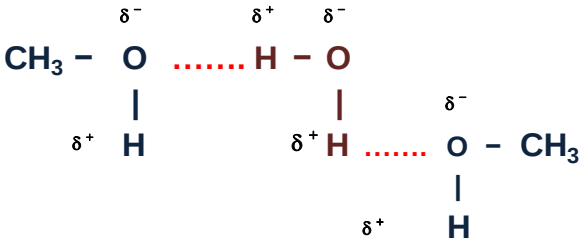
El grupo hidroxilo le confiere polaridad a la molécula, la electronegatividad del oxígeno provoca la polarización del enlace O-H y del C-O.

Al igual que el agua, los alcoholes pueden formar puentes de hidrógeno, por esta razón las propiedades de los alcoholes son muy distintas de los hidrocarburos respectivos.

Solubilidad

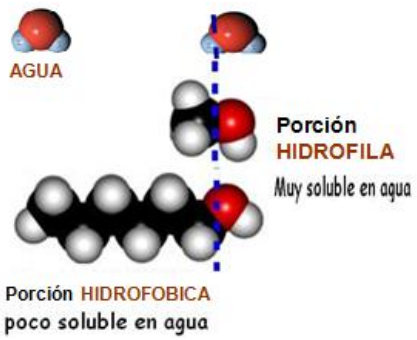
En cuanto a la solubilidad de los alcoholes en agua, los de bajo peso molecular son solubles en todas proporciones. Esto se debe a la regla de solubilidad: *lo similar disuelve a lo similar* y a los puentes de hidrógeno entre los alcoholes y el agua.

Puentes de hidrogeno entre moléculas de alcohol y agua



La cadena hidrocarbonada de un alcohol es hidrofóbica, por lo que al aumentar la longitud de ésta, la solubilidad decrece.

Molécula de agua y molécula de alcohol



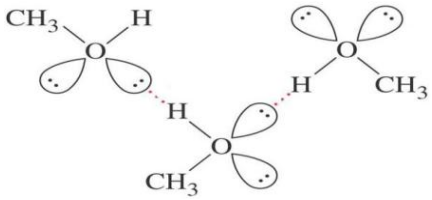
A partir de 4 carbonos en la cadena de un alcohol, su solubilidad disminuye rápidamente en agua, porque el grupo hidroxilo (–OH), polar, constituye una parte relativamente pequeña en comparación con la porción hidrocarburo. A partir del hexanol son solubles solamente en solventes orgánicos

La ramificación de la molécula, como el incremento de los números de grupos OH aumenta la solubilidad

Punto de ebullición y punto de fusión de alcoholes

Los puntos de fusión y ebullición de los alcoholes también son influenciados por la polaridad del compuesto y la cantidad de puentes de hidrógeno.

Puentes de hidrogeno entre moléculas de alcohol



Los grupos OH presentes en un alcohol hacen que su punto de ebullición sea más alto que el de los hidrocarburos de su mismo peso molecular. En los alcoholes el punto de ebullición aumenta con la cantidad de átomos de carbono y disminuye con el aumento de las ramificaciones

Comparación de propiedades físicas de alcanos y alcoholes

Fórmula estructural	Nombre	Masa Molar	P.eb. (°C)	Solubilidad en agua
CH_3OH	metanol	32	65	infinita
CH_3CH_3	etano	30	-89	insoluble
CH_3CH_2OH	etanol	46	78	infinita
$CH_3CH_2CH_3$	propano	44	-42	insoluble
$CH_3CH_2CH_2OH$	1-propanol	60	97	infinita
$CH_3CH_2CH_2CH_3$	butano	58	0	insoluble
$CH_3CH_2CH_2CH_2OH$	1-butanol	74	117	8 g/100g
$CH_3CH_2CH_2CH_2CH_3$	pentano	72	36	insoluble
$CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2OH$	1-pentanol	88	138	2.3g/100g
$HOCH_2CH_2CH_2CH_2OH$	1,4-butanodiol	90	230	infinita
$CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2CH_3$	hexano	86	69	insoluble

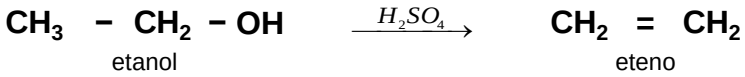
Propiedades químicas de alcoholes

Dos son las propiedades químicas de importancia biológica:

- La deshidratación (reacción de eliminación)
- La reacción de Oxidación

Reacción de deshidratación

La deshidratación de los alcoholes es una reacción de eliminación. El alcohol pierde su grupo –OH para dar origen a un alqueno.

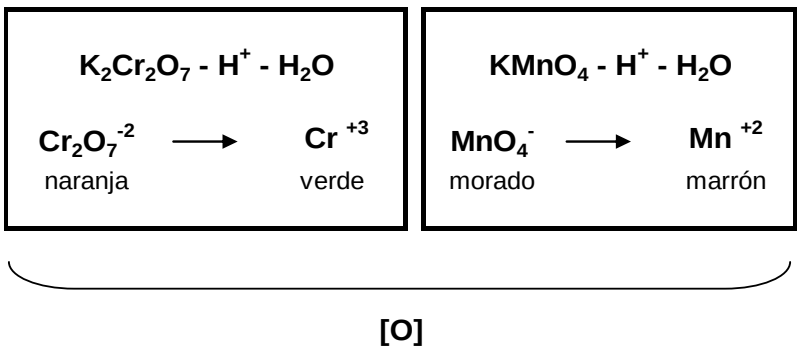


La reacción requiere catalizadores como el H_2SO_4, en el organismo humano la enzima que actúa es el alcohol deshidratasa

La facilidad como se deshidratan los alcoholes difiere: 3°>2°>1°

Reacción de Oxidación

La oxidación implica un aumento del número de enlaces C—O, por acción de Oxidantes como:



Las reacciones requieren catalizadores ácidos o enzimas como las Oxidasas, peroxidasas, deshidrogenasas

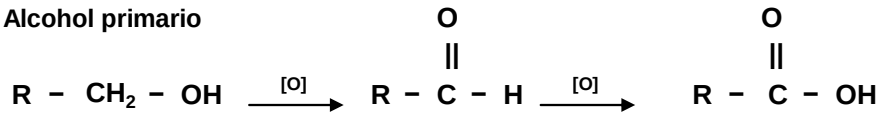
Los alcoholes primarios se oxidan convirtiéndose en aldehídos.

Si la oxidación es enérgica pueden llegar hasta ácidos carboxílicos.

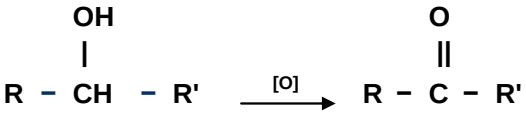
Los alcoholes secundarios se transforman en cetonas

Los alcoholes terciarios no se oxidan.

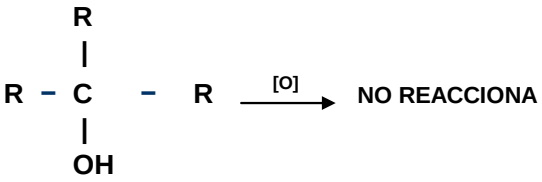
Alcohol primario



Alcohol secundario

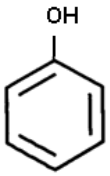


Alcohol terciario



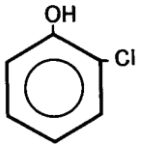
2.3.2 FENOLES

Los fenoles son derivados del benceno donde uno de sus H han sido reemplazados por el grupo hidroxilo (OH)

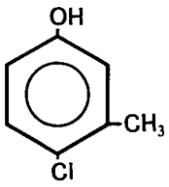


NOMENCLATURA DE FENOLES

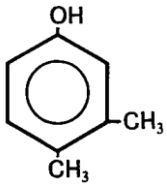
Se sigue las reglas de nomenclatura para compuestos aromáticos (en lugar de benceno se usa la palabra por fenol)
Si existen varios radicales se numeran los átomos de carbono del benceno de modo que les corresponda la numeración más baja posible comenzando por el OH



Orto cloro fenol



4-cloro-3,metil fenol



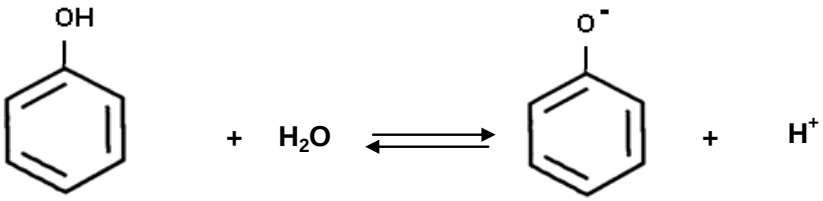
3,4-dimetil fenol

PROPIEDADES DE FENOLES

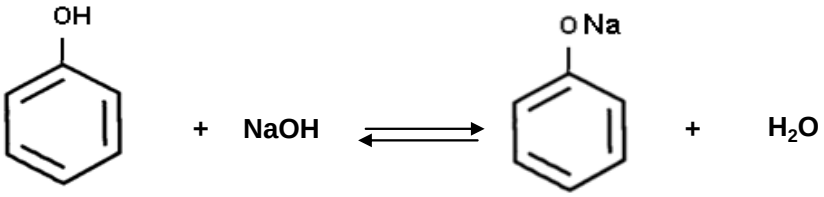
Los fenoles son sólidos cristalinos de color blanco, de olor muy fuerte.

El fenol es un potente fungicida, bactericida, antiséptico y desinfectante. De ser ingerido en altas concentraciones, puede ser toxico (sustancia usada en los campos de concentración nazis en las llamadas "inyecciones letales" - 10 mL de fenol).

El fenol es un ácido débil cuya Ka = 1×10^{-10}



Es poco reactivo, el anillo aromático le da una alta estabilidad. Puede ser neutralizado con una base.



fenxido de sodio

2.3.3 ETERES

Químicamente lo éteres son derivados de hidrocarburos donde uno de los -H ha sido reemplazado por el grupo (OR)

$$CH_3 - CH_2 - O - CH_3$$

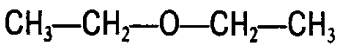
etil metil eter

Los éteres se reconocen por el grupo funcional alcoxi -O-, en el cual un oxígeno está unido directamente a dos carbonos. Estos pueden ser parte de una cadena alifática o aromática.

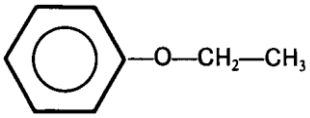
NOMENCLATURA DE ÉTERES

Nomenclatura común

Se forma al ordenar alfabéticamente los nombres de los sutituyentes, seguidos de las palabras eter.



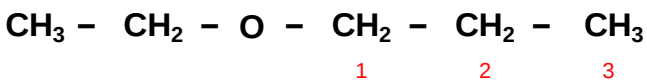
Dietil eter



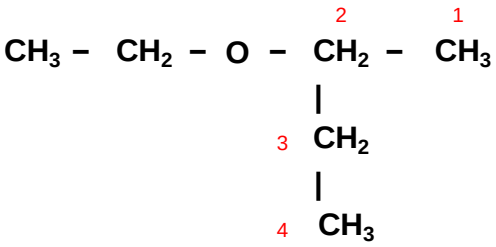
etil fenil eter

Nomenclatura IUPAC

Se forma al considerar el alquil más grande como cadena principal y el más corto como sustituyente, y cambiando el sufijo *-il* por *-oxi.*



etoxipropano



2-etoxibutano

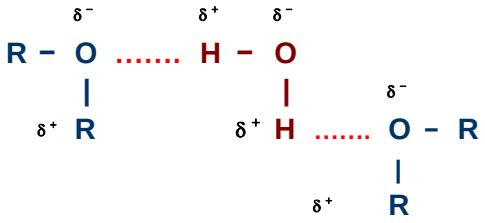
PROPIEDADES DE ÉTERES

Los éteres son compuestos muy estables, son tan inertes como los alcanos.

Los éteres no pueden formar puentes de hidrógeno entre sí , por esta razón sus puntos de ebullición son similares a los de los alcanos y mucho más bajos que los de los alcoholes similares.

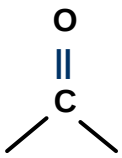
La solubilidad de los éteres en agua es comparable a la de los alcoholes debido a los puentes de hidrógeno que pueden aceptan del agua.

Puentes de hidrogeno entre moléculas de éter y agua

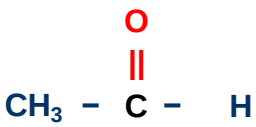


Al igual que los alcanos los éteres son químicamente estables.

2.4 GRUPO CARBONILO: ALDEHÍDOS Y CETONAS

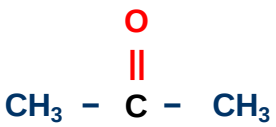


Se clasifican en *aldehídos* y cetonas:



Aldehído

RCHO

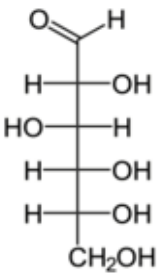


Cetona

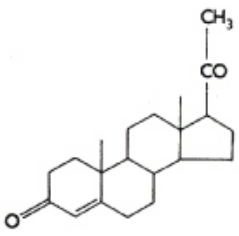
RCOR´

Para los aldehídos, el carbono carbonilo siempre es un carbono terminal y se encuentra enlazado a un hidrógeno, mientras que en las cetonas nunca será un carbono terminal ya que debe estar enlazado a otros dos átomos de carbono

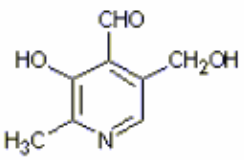
Los carbonilos se encuentran entre las moléculas de mayor importancia biológica e industrial. Se encuentra presente en una gran variedad de compuestos biológicamente importantes como carbohidratos, proteínas, hormonas, ácidos grasos, aminoácidos, ácidos nucleicos, vitaminas, etc.



Glucosa



Progesterona



Piridoxal : Vitamina B6

Formaldehído H-CHO

A temperatura ambiente, el formaldehído es un gas incoloro, de olor picante, muy soluble en agua y provoca el lagrimeo. Las soluciones acuosas de formaldehído al 40% se les conocen como *formol*. Estas soluciones acuosas tienen propiedades bactericidas y se les

utiliza para esterilizar instrumental quirúrgico. Debido a que actúa desnaturalizando a las proteínas, también se le utiliza para preservar especímenes biológicos y embalsamar cadáveres. Debido a que se ha descubierto que el formaldehído es cancerígeno, su uso ha disminuido.

Acetona CH_3-CO-CH_3

La acetona, es uno de los pocos compuestos orgánicos que es infinitamente soluble en agua y, a la vez, un buen disolvente de muchos compuestos orgánicos. Por esta razón, la acetona es el más importante disolvente orgánico utilizado en la industria. Se le utiliza en pinturas, pegamentos, para la limpieza de las uñas, entre otras cosas.

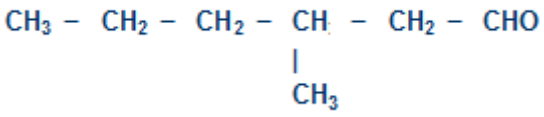
La acetona es producida en el cuerpo humano como producto de una de las rutas del metabolismo de los lípidos. Normalmente no se acumula debido a que las pequeñas cantidades producidas son oxidadas a CO_2 y H_2O. Sin embargo, en pacientes diabéticos se producen cantidades de acetona mayores que las que el cuerpo puede oxidar completamente y gran parte de ella es eliminada en la orina. Una prueba positiva de acetona en la orina es una de las maneras de diagnosticar la diabetes. En casos de diabetes muy severos, la acetona es exhalada y su olor dulzón puede ser detectado en el aliento del paciente.

Los compuestos carbonílicos se caracterizan por la presencia de un carbono unido al oxígeno mediante un enlace doble (grupo carbonilo).

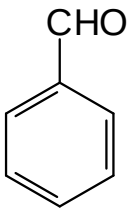
NOMENCLATURA DE ALDEHÍDOS Y CETONAS

Nomenclatura de Aldehídos

Según la nomenclatura IUPAC, los aldehídos se nombran sustituyendo el sufijo del alcano por *–al.* El carbono 1 corresponde al carbonilo por lo cual no es necesario escribir el número.



3-metilpentanal

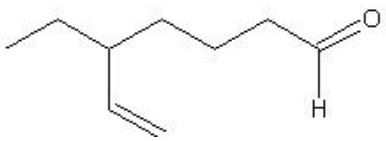


Benzaldehído

Para los efectos de la nomenclatura, cuando en la cadena existen varios grupos funcionales, la prioridad de dichos grupos es la siguiente: (1) ácidos carboxílicos, (2) aldehídos, (3) cetonas, (4) alcoholes, (5) éteres, (6) alquinos, (7) alquenos.

Ejemplos:

3-butenal o butanal-3-eno

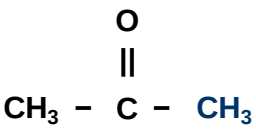


5 etil-6 hepten-1- al

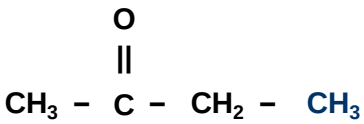
Nomenclatura de Cetonas

De acuerdo a la nomenclatura IUPAC, para nombrar a las cetonas se debe sustituir el sufijo *-ano* por *-ona,* indicando la posición del grupo carbonilo. En las cetonas de

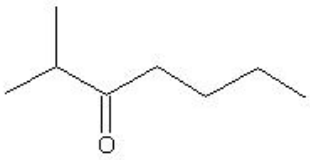
cadena abierta, el carbono número uno de la cadena principal corresponde al carbono del extremo más cercano al grupo carbonilo.



Propanona
(Acetona)



2- butanona

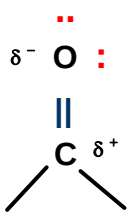


2 metil-3-heptanona

PROPIEDADES DE ALDEHÍDOS Y CETONAS

La presencia del grupo carbonilo convierte a los aldehídos y cetonas en compuestos polares.

Polarización del grupo carbonilo



Debido a que el oxígeno es mucho más electronegativo que el carbono existe una dipolaridad permanente, la fuerza intermolecular que prevalece es la dipolo-dipolo.

Propiedades Físicas de Aldehídos y Cetonas

Punto de Ebullición

Debido a la alta polaridad del grupo carbonilo, las fuerzas de atracción dipolo-dipolo en los aldehídos y cetonas son más fuertes que las existentes entre las moléculas de los hidrocarburos y éteres, lo que resulta en puntos de ebullición más elevados (entre 50-80o). Sin embargo, debido a que sus moléculas no pueden formar puentes de hidrógeno intermoleculares, los puntos de ebullición de los aldehídos y cetonas son más bajos que los de los alcoholes de pesos moleculares semejantes.

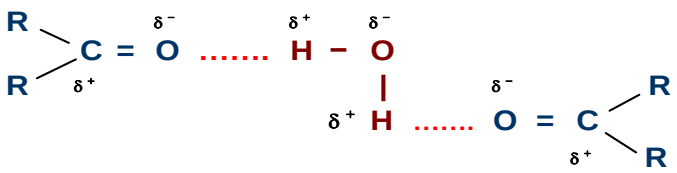
Tabla 12.5
Comparación de temperaturas de ebullición de alcanos, aldehídos, cetonas y alcoholes

Formula	T.E °C
$CH_3 - CH_2 - CH_3$	**Propano** P.E = - 42,2 °C
$CH_3 - CH_2 - CHO$	**Propanal** P.E = 49 °C
$CH_3 - \overset{\overset{O}{\|\|}}{C} - CH_3$	**Propanona** P.E = 56 °C
$CH_3 - CH_2 - CH_2OH$	**Propanal** P.E = 97 °C

Solubilidad

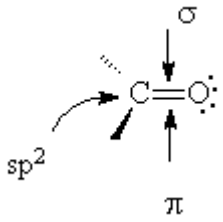
La presencia de pares de electrones no compartidos en el oxígeno del grupo carbonilo, hace posible que los aldehídos y cetonas puedan formar puentes de hidrógeno con el agua. Por esta razón, los aldehídos y cetonas sencillos (hasta cuatro átomos de carbono) son completamente solubles en agua. Igualmente son solubles en solventes orgánicos.

Puentes de hidrogeno entre moléculas de compuestos carbonilicos y agua

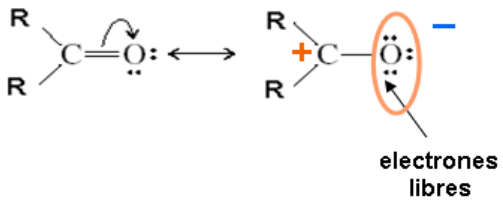


Propiedades Químicas de Aldehídos y Cetonas

El átomo de carbono del grupo carbonilo está unido a otros tres átomos. Uno de ellos es el oxígeno, al cual esta enlazado mediante un enlace sencillo sigma (σ), y un enlace pi .

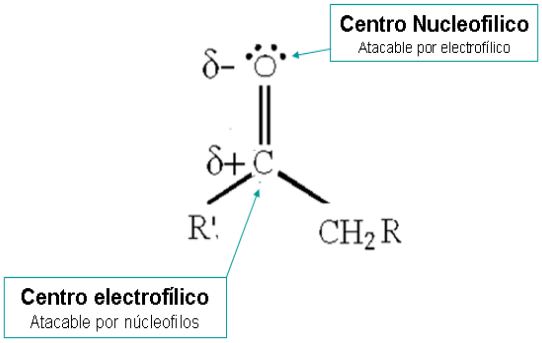


Algunas de las propiedades químicas de los compuestos carbonílicos son similares a la de los alquenos, por ejemplo su tendencia a sufrir reacciones de adición. Sin embargo existen diferencias significativas en cuanto a reactividad debido a que el enlace *C = O* es muy polar, el oxigeno por su alta electronegatividad polariza el enlace generando carga parcial positiva sobre el carbono y negativa sobre el oxígeno.



Esta característica afecta las propiedades químicas del doble enlace carbono-oxígeno, haciéndolas distintas a las propiedades del doble enlace carbono-carbono

Las propiedades químicas de los aldehídos y cetonas están determinadas por el grupo carbonilo, *C=O*, el cual, como ya vimos, proporciona un carbono deficiente en electrones, susceptible a ser atacado por reactivos ricos en electrones o nucleofílicos. Las reacciones típicas de los aldehídos y cetonas son de *adición nucleofílica*, las cuales son catalizadas tanto por ácidos como por bases. La forma geométrica plana del grupo carbonilo facilita el ataque del reactivo nucleofílico ya sea por arriba o por debajo del plano.



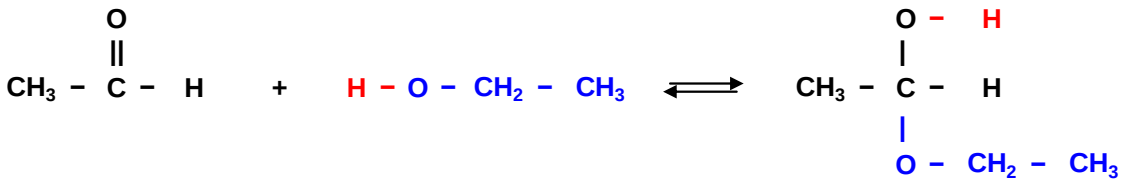
Las propiedades químicas de importancia biológica de aldehídos y cetonas son:

- Adición de alcohol a aldehídos y cetonas
- Reacción de oxidación de aldehídos y cetonas

Adición de alcohol a aldehídos y cetonas

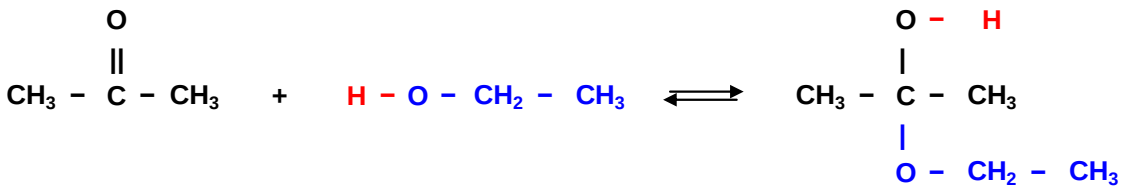
La adición de una molécula de alcohol a un aldehído o cetona produce un hemiacetal o hemicetal, respectivamente. Estos son productos inestables. Sin embargo, las estructuras cíclicas de los monosacáridos se configuran mediante un enlace hemiacetálico o hemicetálico interno entre el grupo aldehido y un grupo hidroxilo de la molécula.

La reacción del acetaldehído y el alcohol etílico para formar el hemi**acetal** es el siguiente:



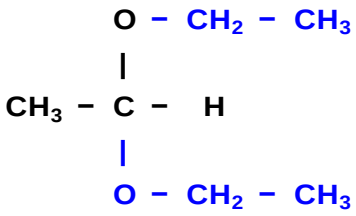
Hemi**acetal**

La reacción de la acetona y el alcohol etílico para formar el hemi**cetal** es el siguiente:

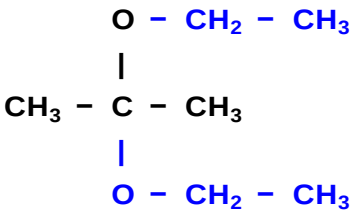


Hemi**cetal**

Los hemiacetales y hemicetales, en presencia de catalizadores ácidos reaccionan con una molécula de alcohol para formar acetales y cetales. El acetal formado entre acetaldehído y alcohol etílico y el cetal que resulta de la adición entre acetona y alcohol etílico tienen las siguientes fórmulas:



acetal



cetal

Reacción de oxidación de aldehídos y cetonas

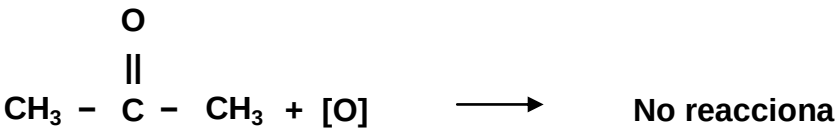
Los aldehídos oxidan fácilmente y se convierten en el ácido carboxílico respectivo, por el contario las cetonas son difíciles de oxidar , en presencia de los agentes oxidantes de gran poder (permanganato de potasio, dicromato de potasio, etc).

La reacción global de oxidación de un aldehído es la siguiente

aldehido

Acido carboxílico

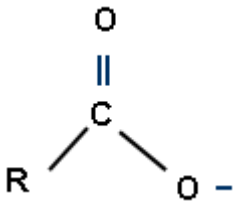
Por el contrario las cetonas:



cetona

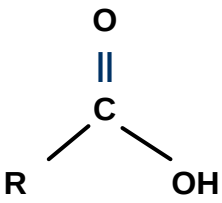
2.5 GRUPO CARBOXILO ÁCIDOS CARBOXILICOS Y ESTERES

Entre los compuestos que poseen el grupo carboxilo están los ácidos carboxílicos y esteres



2.5.1 ÁCIDOS CARBOXÍLICOS

Cuando el grupo O está unido a un H se trata de un ácido carboxílico



RCOOH

En los seres vivos, los ácidos carboxílicos son los principales intermediarios en el metabolismo de los carbohidratos, lípidos y proteínas. Algunos ácidos se encuentran formando parte de las soluciones reguladoras del pH.

El ácido acético CH_3COOH

El ión acetato que produce al ionizarse es uno de los principales intermediarios en el metabolismo de los carbohidratos, lípidos y proteínas. Le proporciona sabor agrio al vinagre (de 4% a 5%).

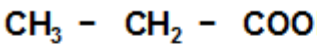
El ácido fórmico HCOOH

Presente en la ortiga y algunas hormigas . De olor penetrante e irritante, produce escozor intenso.

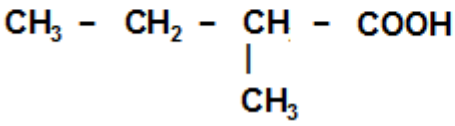
La siguiente tabla muestra una sserie de acidos grasos comunes

NOMENCLATURA DE ÁCIDOS CARBOXÍLICOS

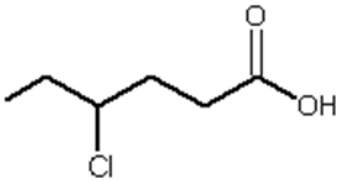
De acuerdo a la nomenclatura IUPAC, para nombrarlos se antepone la palabra *ácido* a la raíz numeral con el sufijo *-oico*. El carbono del grupo carboxilo es siempre el 1, por lo que puede omitirse este número.



ácido propanoico



ácido 2-metil butanoico



ácido 4-cloro hexanoico

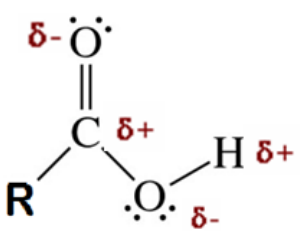
Sin embargo, los ácidos grasos de entre 10 y 20 carbonos, y en número par, tienen tanta relevancia biológica que usualmente se los llama solo por su nombre común, que se deriva de los productos en los que estos ácidos grasos se encuentran.

Nomenclatura común y IUPAC para algunos ácidos carboxílicos comunes.

Estructura	Nombre IUPAC	Nombre común
HCOOH	ácido metanoico	ácido fórmico
CH_3COOH	acido etanoico	ácido acético
CH_3CH_2COOH	ácido propanoico	ácido propiónico
$CH_3(CH_2)_2COOH$	ácido butanoico	ácido butírico
$CH_3(CH_2)_3COOH$	ácido pentanoico	ácido valérico
$CH_3(CH_2)_4COOH$	ácido hexanoico	ácido caproico
$CH_3(CH_2)_6COOH$	ácido octanoico	ácido caprílico
$CH_3(CH_2)_8COOH$	ácido decanoico	ácido cáprico
$CH_3(CH_2)_{10}COOH$	ácido dodecanoico	ácido láurico
$CH_3(CH_2)_{12}COOH$	ácido tetradecanoico	ácido mirístico

PROPIEDADES DE ÁCIDOS CARBOXÍLICOS

Los ácidos carboxílicos son compuestos muy reactivos debido a su gran polaridad.

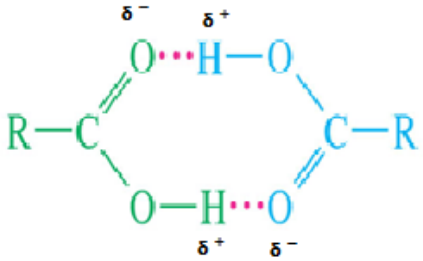


PROPIEDADES FÍSICAS DE ÁCIDOS CARBOXÍLICOS

Punto de fusión y punto de ebullición

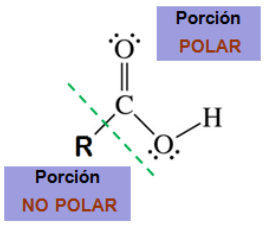
Los ácidos carboxílicos, al igual que los alcoholes pueden formar puentes de hidrógeno, por lo tanto su punto de ebullición y de fusión tiene valores elevados. El punto de ebullición de los ácidos es mayor que la de los alcoholes con masa molar comparables debido a la formación de dímeros.

Un dímero se forma por la combinación de dos moléculas del mismo ácido, el anillo de ocho miembros con dos puentes de Hidrógeno, que prácticamente "dobla" el peso molecular de las moléculas

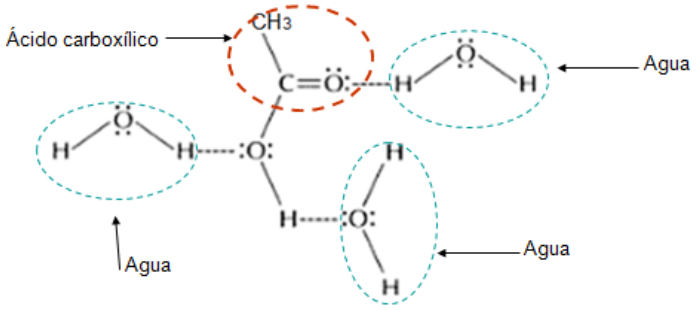


Solubilidad

Los ácidos carboxílicos más pequeños son solubles en agua. Conforme aumente la cadena (porción no polar) su solubilidad disminuye.



Esta solubilidad se debe la formación de puentes de hidrógeno con el agua.



Acidez

Los ácidos carboxílicos son ácidos débiles de Bronsted, pueden establecer sistemas en equilibrio:

$$CH_3 - COOH_{(ac)} + H_2O \rightleftharpoons CH_3 - COO^-_{(ac)} + H^+_{(ac)}$$

$$Ka = \frac{[CH_3\ COO^-]\ [H^+]}{CH_3\text{-}COOH}$$

La mayoría de los valores de Ka de los ácidos son pequeños, están en el orden de $1x10^{-5}$, lo que nos indica el bajo porcentaje de ionización (menos del 5%)

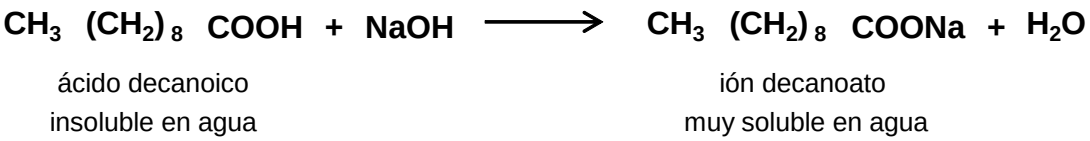
PROPIEDADES QUÍMICAS DE ÁCIDOS CARBOXÍLICOS

Las propiedades químicas de los ácidos carboxílicos se deben a la resonancia del ion carboxilato.

Reacción de neutralización

Los ácidos carboxílicos sencillos son ácidos débiles que al reaccionar con bases fuertes, como el hidróxido de sodio, originan sales estables que son sólidos solubles en agua y se hallan completamente disociadas en solución. Son sales iónicas

Esta reacción es muy importante al nivel molecular de la vida, debido a que los ácidos carboxílicos que se producen normalmente por el metabolismo deben neutralizarse. De lo contrario, el pH de los fluidos corporales, como la sangre, bajaría en exceso (y sobrevendría la muerte). La reacción de neutralización del caprico (ácido decanoico) con hidróxido de sodio es la siguiente:



ácido decanoico
insoluble en agua

ión decanoato
muy soluble en agua

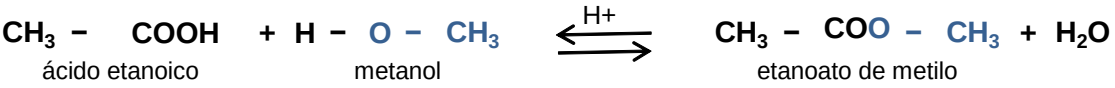
Los iones carboxilato son más solubles en agua que sus ácidos precursores. A las sales orgánicas se les nombra de la misma manera que a las sales inorgánicas. Al nombre del anión orgánico le sigue el nombre del catión. El nombre del anión se obtiene eliminando la terminación “ico” de los ácidos y reemplazándola por la terminación “ato”.

Formación de esteres

Los ácidos carboxílicos son los compuestos precursores de los esteres y de las amidas, dos grupos funcionales de mucha importancia biológica.

La esterificación se produce al calentar una solución de un ácido carboxílico con un alcohol, en presencia de un catalizador ácido fuerte.

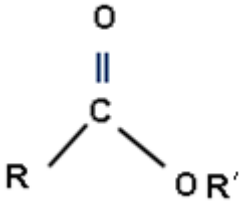
Ejemplo:



ácido etanoico — metanol — etanoato de metilo

2..5.2 ESTERES

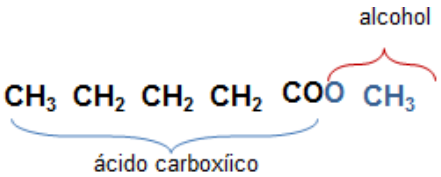
Se forman por reacción de los ácidos carboxílicos con alcoholes.



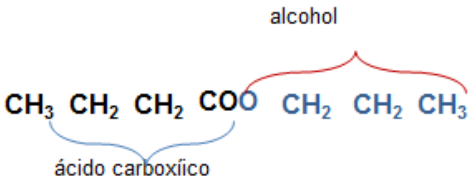
NOMENCLATURA DE ÉSTERES

Para nombrar un ester, primero se identifican y nombran al ácido carboxílico y al alcohol que los originan.

El nombre nace al colocar el nombre del ácido y cambiando *-oico* por *-oato*, y el sufijo del alcohol *-ílico* por *-ilo*.



Pentanoato de metilo



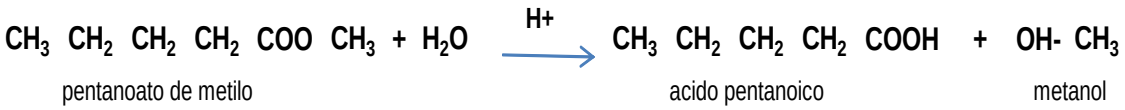
Butanoato de propilo

PROPIEDADES DE ÉSTERES

El grupo ester es polar pero no puede formar puentes de hidrógeno entre moléculas similares. Es por esta razón que sus temperaturas de ebullición es menor que la de los alcoholes.

Sin embargo, el grupo éster, puede aceptar puentes de hidrogeno con el agua, por lo que los más pequeños son solubles en agua.

Los ésteres se hidrolizan al entrar en contacto con el agua regenerando sus ácidos y alcoholes originales. Generalmente se usa un catalizador ácido fuerte. (En el cuerpo, el catalizadores una enzima.)

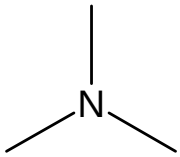


2.8 FUNCIONES NITROGENADAS

Se tratarán los principales grupos funcionales que contienen nitrógeno. En todas estas estructuras neutras cada nitrógeno presenta tres enlaces covalentes.

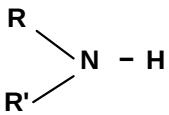
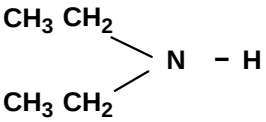
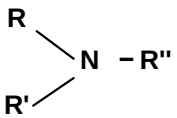
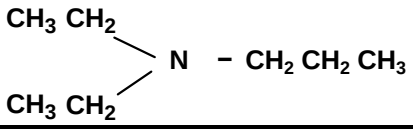
2.8.1 AMINAS

Las aminas son compuestos nitrogenados derivados del amoniaco (NH_3) en el que alquilo o arilo



Las aminas se pueden clasificar según el número de grupos alquilo que están unidos al nitrógeno. Si sólo hay uno, la amina es primaria. Si hay dos grupos, la amina es secundaria y si hay tres es terciaria.

Clasificación de amina

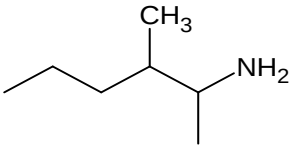
Tipo de Amina		Ejemplo
$R - NH_2$	amina primaria	$CH_3\ CH_2\ CH_2\ NH_2$
	amina secundaria	
	amina secundaria	

NOMENCLATURA DE AMINA

De acuerdo a la nomenclatura IUPAC , as aminas primarias se nombran empleando el sufijo *-amina*. La posición del grupo amino se indica explícitamente y solo se omite si está en el primer carbono.

$CH_3\ CH_2\ CH_2\ NH_2$ propanamina

$CH_3\ CH_2\ CH_2\ CH(CH_3)\ NH_2$ 2-pentanamina



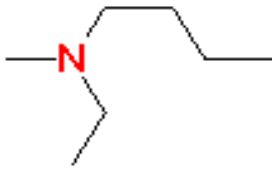
3- metil-2 hexanamina

El grupo amino es prioritario sobre los enlaces dobles y triples, y en general sobre cualquier grupo alquilo. Se le asigna el número más bajo posible.

Las aminas secundarias y terciarias se nombran los alquilos unidos al nitrogeno con la terminación *–amina:*

$CH_3\ CH_2\ CH_2\ CH_2\ NH\ CH_2\ CH_3$ butil etilamina

$$\begin{array}{l} \qquad\quad CH_3 \\ \qquad\quad | \\ CH_3\ CH_2\ CH_2\ N\ CH_2\ CH_3 \end{array}$$ etil metil propilamina



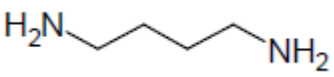
butil etil metilamina

PROPIEDADES DE LAS AMINAS

Propiedades físicas

La propiedad más característica de las aminas es su olor a pescado descompuesto. Algunas diaminas son especialmente pestilentes y sus nombres comunes describen correctamente sus olores.

Putrescina

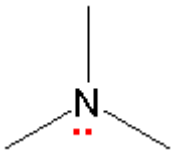


1,4-butanodiamina

Cadaverina

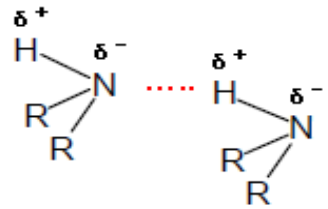
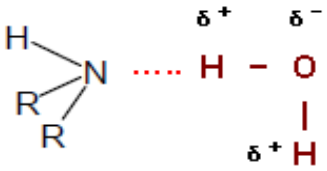
1,5-pentanodiamina

Por otro lado, las aminas son muy polares debido a los electrones libres del nitrógeno.



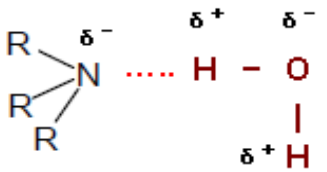
Las aminas aminas primarias y secundarias tienen enlaces N-H que les permiten formar puentes de hidrógeno entre moléculas iguales o con el agua.

Aminas primaria y secundaria
donadora y aceptora de puentes de Hidrógenos

	
Puentes de hidrogeno entre moleculas iguales	Puentes de hidrógeno con moléculas de agua

Las aminas terciarias, como no tienen enlace N-H, no pueden formar este tipo de enlaces entre moléculas iguales pero si acepta puentes de hidrógeno con el agua.

Aminas terciaria aceptora de puentes de Hidrógenos


Puentes de hidrógeno con moléculas de agua

Punto de fusión y ebullición

Dado que el nitrógeno es menos electronegativo que el oxígeno, el enlace N-H está menos polar que e ─O-H de los alcoholes. Por lo tanto, sus puntos de ebullición serán menores que los de los alcoholes análogos.

Las aminas terciarias, que no pueden formar puentes de hidrógeno, tienen puntos de ebullición más bajos que los de las aminas primarias o secundarias de pesos moleculares semejantes.

Puntos de ebullición de aminas, alcoholes y éteres de pesos moleculares semejantes

Compuesto	Grupo funcional	Masa Molar	P. E. (°C)
$(CH_3)_3N$	amina terciaria	59	3
CH_3-NH-CH_2CH_3	amina secundaria	59	37
$CH_3CH_2CH_2$-NH_2	amina primaria	60	47
CH_3-O-CH_2CH_3	éter	61	8
$CH_3CH_2CH_2$-OH	alcohol	61	97

Solubilidad

Todas las aminas, incluso las terciarias, forman puentes de hidrógeno con el agua. Por esta razón, las aminas de bajo peso molecular (hasta 6 carbonos) son solubles en agua.

Propiedades Químicas

Las aminas son bases débiles, aunque en los sistemas biológicos se les considera como base fuerte. Estas participan en reacciones biológicas ácido-base.

La amina funciona como base de Bronsted−Lowry aceptando el protón de un ácido de acuerdo a la siguiente reacción:

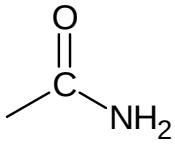
$$R - NH_2 + H_2O \rightleftharpoons R - NH_3^+ + OH^-$$

$$Kb = \frac{[R - NH_3^+]\ [OH^-]}{[R\text{-}NH_2]}$$

Los valores de K_b para la mayoría de las aminas son del orden de 10^{-3}.

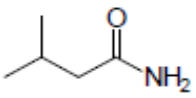
2.8.2 AMIDAS

Se forman por reacción de los ácidos carboxílicos con amoníaco. Se les llama también amidas no sustituidas.

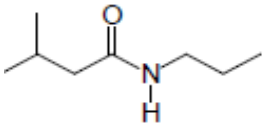


NOMENCLATURA DE AMIDAS

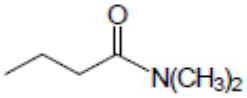
Para nombrarlas, se identifica y nombra al ácido carboxílico y se sustituye *-oico* por *-amida*. Si la amida tiene sustituyentes alquílos en el átomo de nitrógeno, se indica su posición con el prefijo N-.



3-metilbutanamida



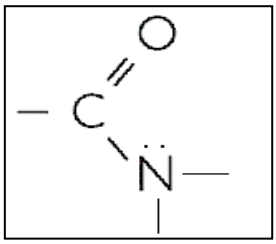
N-etil-3-butanamida



N,N-dimetilbutanamida

PROPIEDADES DE LAS AMINAS

El grupo amida es polar y, a diferencia de las aminas, las amidas son moléculas neutras. El par de electrones no compartido no se localiza sobre el átomo de nitrógeno, sino que se encuentra deslocalizado, por resonancia, en el átomo de oxígeno del grupo carbonilo



Salvo la formamida, que es líquida, todas las amidas primarias son sólidas y casi todas son incoloras e inodoras.
Los miembros inferiores de la serie son solubles en agua y en alcohol, la solubilidad en agua disminuye conforme aumenta la masa molecular

Las amidas poseen puntos de fusión y ebullición anormalmente altos. Este fenómeno, al igual que la solubilidad en agua de las amidas, se debe a la naturaleza polar del grupo amida y a la formación de enlaces de hidrógeno. Por tanto, la combinación de fuerzas electrostáticas y enlaces de hidrógeno explican las atracciones intermoleculares tan fuertes que se observan en las amidas.

Las amidas son comunes en la naturaleza y se encuentran en sustancias como los aminoácidos, las proteínas, el ADN y el ARN, hormonas, vitaminas. Es utilizada por el cuerpo para la excreción del amoniaco (NH_3)

La Hidrólisis de las amidas produce ácidos carboxílicos y aminas. El organismo la usa como fuente de aminas

ACTIVIDAD 4.2

1. Plantee las siguientes reacciones químicas:
   a. Propanal + metanol……..
   b. 2-butanona + etanol…….
   c. $CH_3COOH + H_2$…….
   d. $CH_3COOH + H_2$……
   e. $CH_3COOH + CH_3OH$……..
   f. $CH_3COOH + CH_3NH_2$…….
   g. $CH_3COOH + NaOH$……
2. Clasifique los siguientes alcoholes como primario, secundario o terciario y realice la reacción de oxidación.

   $CH_3CHOHCH_3$ ……

   $CH_3CH_2CH_2OH$……

UNIDAD 5

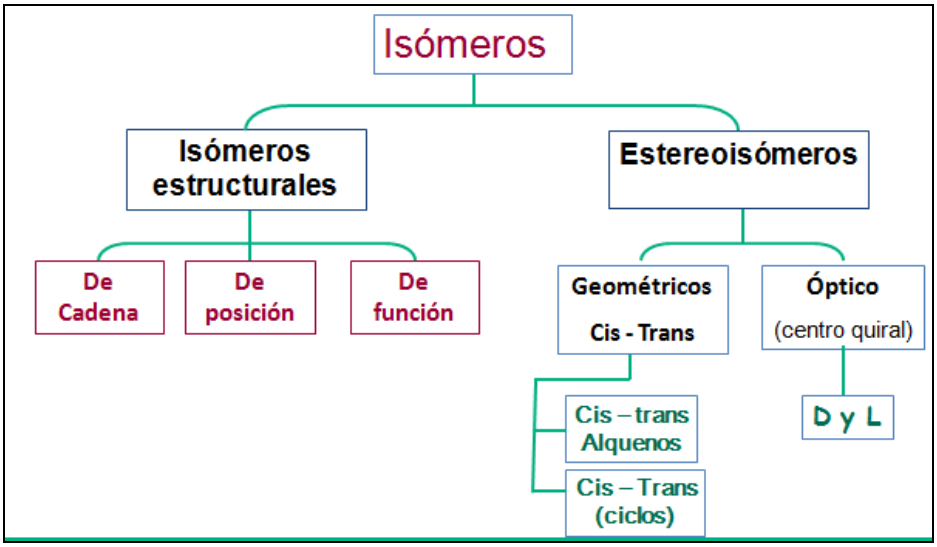
ISÓMEROS

COMPUESTOS CON LA MISMA FORMULA MOLECULAR PERO CON PROPIEDADES DIFERENTES

COMPUESTOS CON LA MISMA FORMULA MOLECULAR PERO CON PROPIEDADES DIFERENTES

ISOMEROS

Se llaman isómeros a los compuestos que tienen la misma cantidad y clase de átomos, pero difieren en la manera en que éstos se unen entre sí. Esto es, son compuestos que tienen la misma fórmula molecular (formula global) pero diferente estructura.
Poseen la misma masa molar, pero poseen distintas propiedades.
La isomería es la razón fundamental por lo que existen tantos compuestos orgánicos.
Los distintos casos de isómeros pueden dividirse en dos grandes grupos; isómeros estructurales y estéreo isómeros.



1. ISOMEROS ESTRUCTURALES

Son compuestos que tienen igual formula global pero diferente estructura ó formula desarrollada.

Tienen la misma masa molar aunque sus elementos estén unidos de distinta manera.
Pueden diferir en:
1. La estructura de la cadena.
2. La posición del grupo funcional
3. En el grupo funcional

En todos los casos las propiedades físicas (solubilidad, punto de ebullición, viscosidad, etc) son **DIFERENTES**

Isómeros de cadena: Difieren en la forma de la cadena (“esqueleto”). Ejemplo
La fórmula C_4H_{10} posee dos isómeros estructurales; el n-butano y el isobutano.

Compuestos con mayor número de átomos dan lugar a un mayor número de isómeros. Así por ejemplo el C_8H_{18}, posee 18 isómeros de cadena.

Isómeros de Posición: Son aquellos que teniendo el mismo esqueleto carbonado, se distinguen por la posición que ocupa el grupo funcional o el enlace insaturado (enlace doble o triple).
Ejemplo: existen dos alquenos que responden a la fórmula C_4H_{10}
1-buteno y el 2-buteno

$$CH_3 - CH = CH - CH_3 \qquad CH_2 = CH - CH_2 - CH_3$$

Isómeros de Función: Difieren en la función orgánica presente en la molécula.
Ejemplo: La fórmula C_2H_6O puede corresponder al etanol o al dimetil éter.

$$CH_3\text{-}CH_2OH \qquad CH_3\text{-}O\text{-}CH_3$$

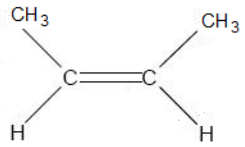
2. ESTEREOISÓMEROS

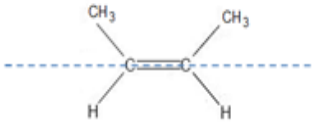
Son compuestos cuyos átomos se conectan en el mismo orden y con el mismo tipo de enlaces pero se diferencian en la disposición tridimensional de sus átomos en el espacio.

Se clasifican en:
1. Isómeros geométricos
2. Isómeros ópticos

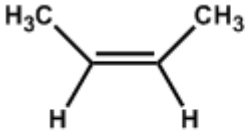
2.1. ISOMEROS GEOMETRICOS

Estos isómeros resultan de la rigidez de las moléculas y se presentan en solo dos clases de compuestos: en los alquenos y en los alcanos cíclicos
Los compuestos con enlace sigma pueden girar, pero los compuestos con enlace doble no pueden girar sin romper la molécula. Como consecuencia de la rigidez del enlace pi π, los grupos de estos átomos están fijos en el espacio uno respecto al otro.

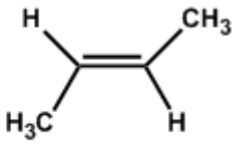




Se dice que los compuestos del mismo lado están en CIS (del latín de este lado) y los grupos de lados opuestos están en TRANS (del latin al otro lado). Por ejemplo:



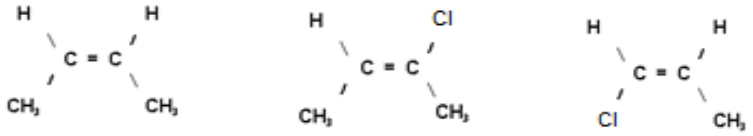
cis-2-buteno



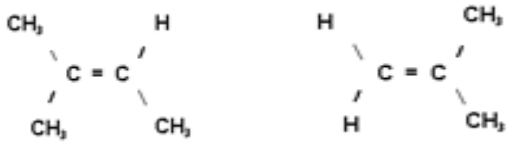
trans-2-buteno

La condición para que se de esta isomería geométrica es que cada carbono unido por el enlace pi tenga por lo menos 1 par de grupos iguales.

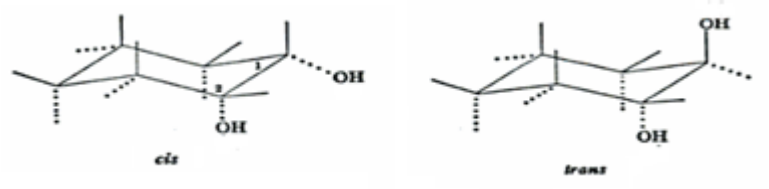
SI tiene isómeros geométricos



NO tiene isómeros geométricos



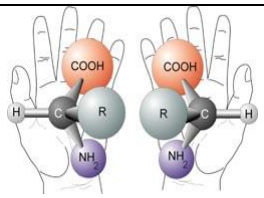
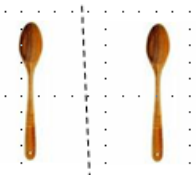
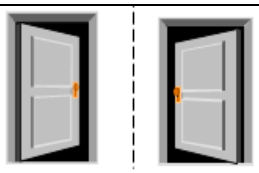
En los ciclo alcanos también se presenta este tipo de isomería



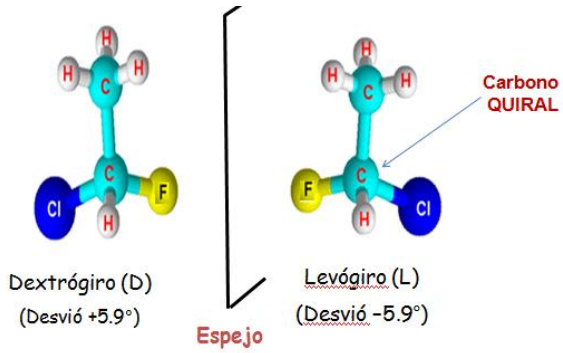
Estos isómeros tienen propiedades físicas **DIFERENTES**

2.2. ISOMEROS OPTICOS

Los isómeros ópticos son sustancias con imágenes especulares no superponibles.
Se caracterizan por poseer un átomo asimétrico (unido a cuatro grupos distintos) llamado quiral.
Cualquier objeto que no pueda ser superpuesto con su imagen especular se denomina QUIRAL (del griego cheir, "mano")

 **QUIRAL**	 **NO QUIRAL**	 **QUIRAL**

¿Cómo identifico un carbono quiral? Un carbono quiral debe tener los 4 grupos DISTINTOS unidos al carbono sp^3.
Estos isómeros son capaces de desviar el plano de la luz polarizada hacia la izquierda o la derecha.



Por lo general para transformarse uno en otro no basta con hacer giros sino que es necesario romper y formar enlaces.

Si el estereoisómero hace girar la luz del polarímetro hacia la derecha se denomina dextrógiro (D) , y si lo hace girar hacia la izquierda se denomina levógiro (L).

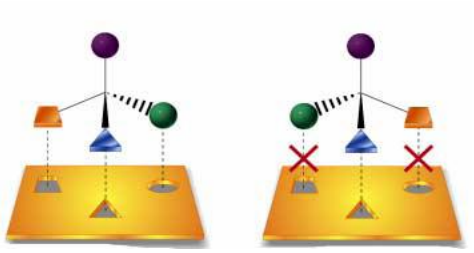
Es un misterio porque las principales moléculas biológicas naturales son quirales

- Los aminoácidos, que forman las proteínas y son la base de la vida son **L**
- Los carbohidratos generalmente son **D.**

Propiedades de los isómeros ópticos del ácido tartárico

	Forma dextrorrotatoria	Forma levorrotatoria
Rotación (α)	+12°	−12°
Punto de fusión	168–170 °C	168–170 °C
Solubilidad en agua 20 °C, 100 ml H_2O	139 g	139 g
pK_{A_1} (acidez)	2.93	2.93
Densidad	1.7598	1.7598

LOS ISÓMEROS ÓPTICOS PRESENTAN LAS MISMAS PROPIEDADES FÍSICAS (punto de fusión, solubilidad) y propiedades químicas, pero tienen diferente propiedad óptica y **GENERALMENTE DIFERENTE PROPIEDAD BIOLÓGICA**



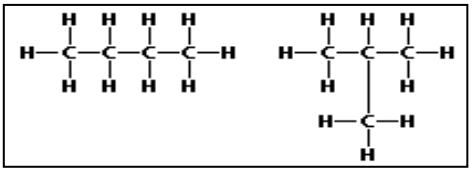
Los principios activos de muchos medicamentos están formados por moléculas quirales. Su efecto será distinto para uno D ó L. Uno de los enantiómeros puede ser beneficioso y el otro puede ser inactivo o perjudicial.

La síntesis artificial de sustancias aquirales produce **mezclas racémicas,**(50% D y 50% L) la separación de los enantiómeros D y L exige procesos muy costosos y no siempre sencillos.

¿QUÉ TIPO DE ISOMERIA PRESENTA?

$CH_2 = CH - CH_2 - CH_3$

$CH_3 - CH = CH - CH_3$



UNIDAD

6

BIOMOLÉCULAS

UNIDAD 6

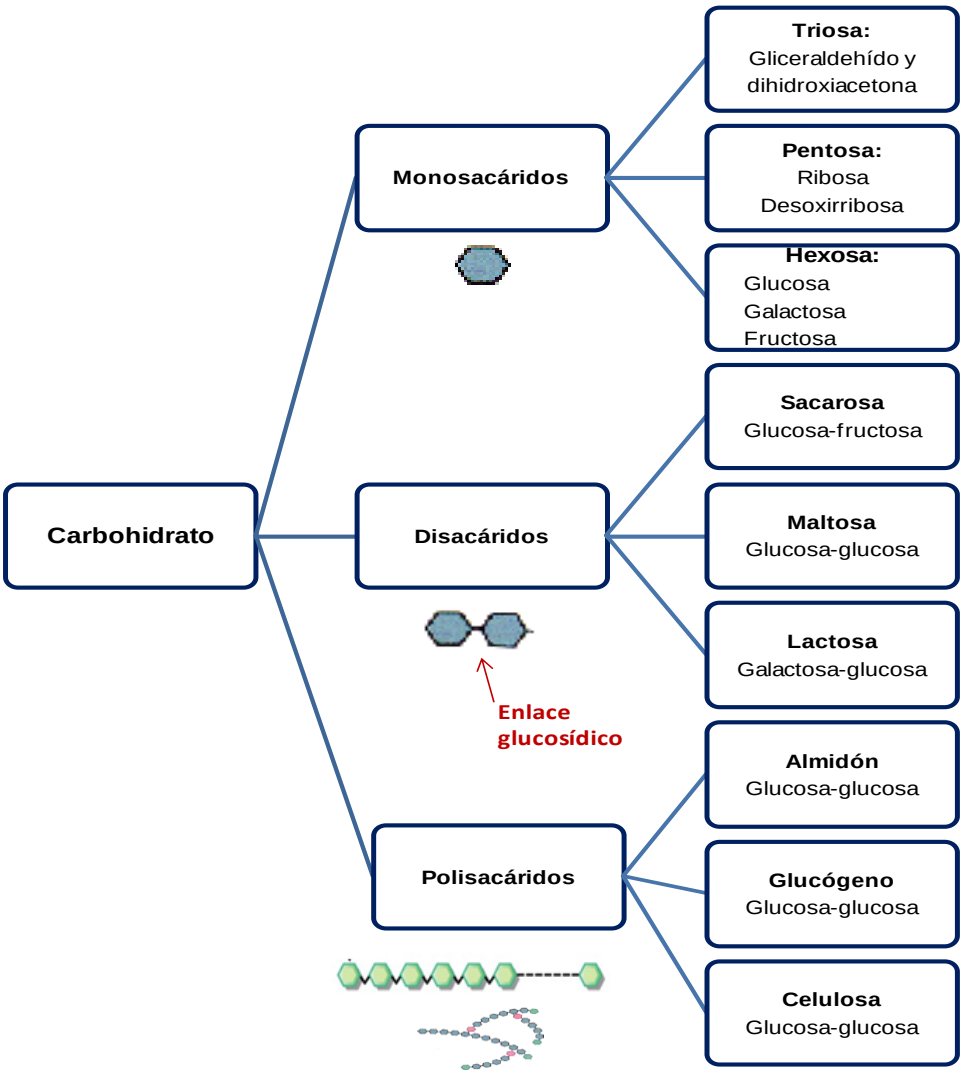
BIOMOLECULAS – CARBOHIDRATOS

Los carbohidratos son las biomoléculas más abundantes en los organismos con vida. Se les denomina también azúcares, glúcidos o sacáridos (del griego: sakcharón, azúcar) porque algunos tienen sabor dulce.

Los carbohidratos, son moléculas que tienen C, H y O en una proporción igual $C_n\ (H_2O)_n$, donde $n > 3$, de ahí su nombre carbohidrato o hidrato de carbono.

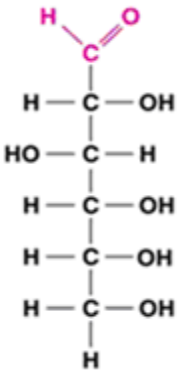
Podemos nombrarlos de forma genérica atendiendo al número de carbonos que presentan, y poniendo la terminación "–osa". Así una triosa tendrá tres átomos de carbono y una tetrosa cuatro.

Los carbohidratos se clasifican, según el número de unidades (monómeros) que contienen, en monosacáridos, disacáridos, oligosacáridos y polisacáridos. Los monosacáridos, a su vez, se clasifican según el número de átomos de carbono que poseen, en triosas, pentosas y hexosas

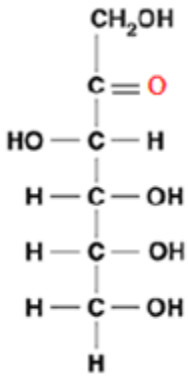


MONOSACARIDOS

Los monosacáridos son los carbohidratos más sencillos.
Químicamente la podemos definir como polihidroxialdehidos o polihidroxicetonas.
Son sólidos a temperatura ambiente, muy solubles blancos y dulces.

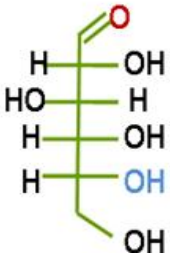


Glucosa

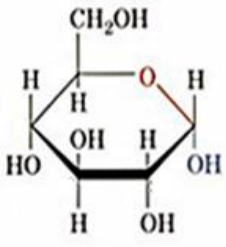


Fructosa

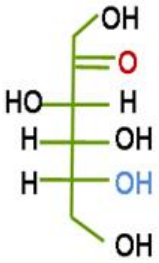
Para la representación de los carbohidratos se suele usar la formula lineal, proyección Fisher y la proyección Haworth



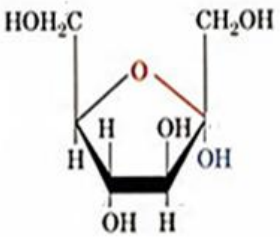
Fischer



Haworth



Fischer



Haworth

Cuando los monosacáridos se disuelven en agua se produce la anomerización (formación de hemiacetales y hemicetales cíclicos)

Las estructuras de los sacáridos se distinguen principalmente por la orientación de los grupos hidroxilos **(-OH).** Esta pequeña diferencia estructural tiene un gran efecto en las propiedades bioquímicas, las características organolépticas (sabor, color), y en las propiedades físicas como el punto de fusión y la rotación específica de la luz polarizada.

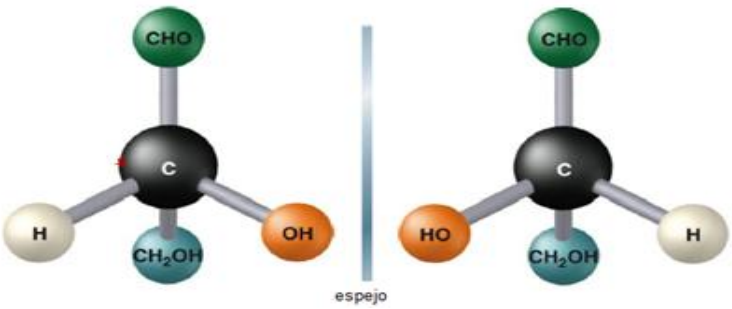
ACTIVIDAD 1

ESTEREOISÓMEROS

Los monosacáridos con grupos funcionales idénticos pero con configuraciones espaciales diferentes tienen propiedades químicas y biológicas distintas. La estereoquímica es el estudio de la organización de los átomos en un espacio tridimensional. Compuestos especulares no superponibles, comparables a una mano derecha y una izquierda, se llaman *enantiómeros*.

Los monosacáridos tienen átomos de carbono asimétricos o quirales (carbonos que tienen 4 sustituyentes diferentes) por lo que presentan estereoisomería (isómeros ópticos).
El número de isómeros ópticos, para un monosacárido dado, es de $\mathbf{2^n}$, siendo **n** el úmero de átomos de carbono quiral que tenga. La glucosa con cuatro átomos de carbono asimétricos tendrá 2^4 =16 isómeros ópticos. De los 2^n isómeros posibles de un monosacárido, la mitad pertenecen a la serie D, y la otra mitad son sus imágenes especulares y pertenecen a la serie L.

ISOMEROS ÓPTICOS DEL GLICERALDEHIDO

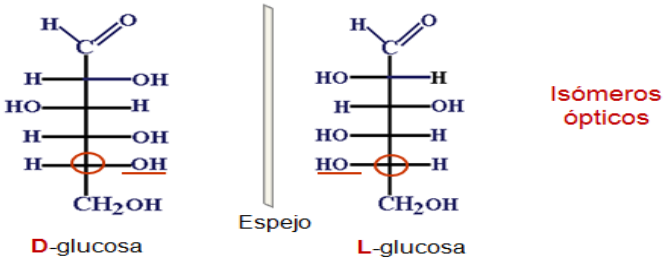


D- gliceraldehído **L- gliceraldehído**

El gliceraldehído es el más simple de los carbohidratos, presenta 1 carbono quiral.

Para los monosacáridos que tienen más de un carbono quiral, se ubica el carbono quiral **más alejado del grupo carbonilo** y si el OH esta a la derecha pertenece a la serie D y si el OH está a la izquierda, pertenece a la serie L
En los seres vivos normalmente sólo aparece una de las formas. La mayoría de los monosacáridos de origen natural son D.

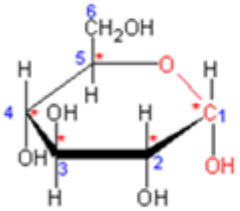
MONOSACÁRIDOS -ESTEREOISÓMEROS



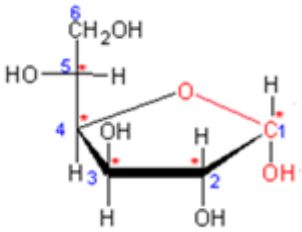
La letra D en el nombre se debe a la propiedad de las soluciones de glucosa natural que desvían el plano de la luz polarizada a la derecha (dextro rotatorio).

FORMAS LINEALES Y CICLICAS

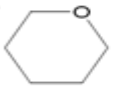
Los monosacáridos pueden existir en formas lineales y formas anulares. Los monosacáridos que tienen formas cíclicas pentagonales, se denominan **furanosas**. Los monosacáridos con formas cíclicas hexagonales, se denominan **piranosas**



Glucopiranosa



Glucofuranosa



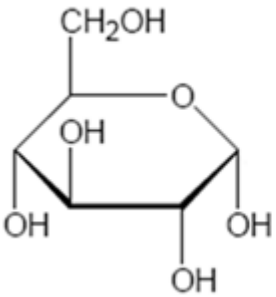
(anillo de6 miembros)

(anillo de5 miembros)

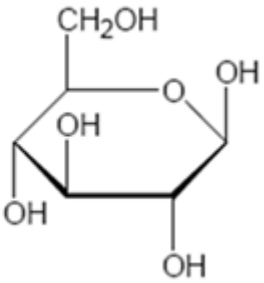
ANOMEROS

La forma anular se crea cuando el oxígeno del carbono numero 5 se enlaza con el carbono que forma el grupo carbonilo y transfiere su hidrógeno al oxígeno del carbonilo para crear un grupo hidroxilo. Estos intercambios producen *alfa*-glucosa, o *beta*-glucosa.

ANOMEROS ALFA Y BETA DE LA GLUCOSA



α-D-Glucopiranosa



β-D-Glucopiranosa

NOMENCLATURA

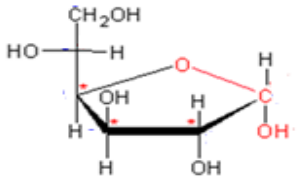
Para nombrar la forma cíclica de un monosacárido, se indica en primer lugar si es α o β, a continuación, si es D o L y, por último, el nombre del monosacárido y el tipo de anillo. Por ejemplo: α-D-glucopiranosa, ß-D-fructofuranosa

ACTIVIDAD 2 y 3

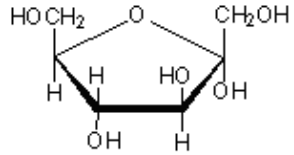
CONSOLIDA TUS CONOCIMIENTOS 1

1. Complete el siguiente esquema

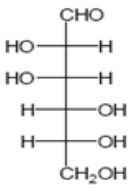
2. Numere y clasifique el siguiente monosacáridos según:

 Glucosa	Grupo funcional: …… Carbono anomérico: …….. Tamaño de anillo: …….. Nombre completo: ……..

3. Identifica el siguiente el carbono hemi o anomérico y clasifique el siguiente monosacáridos según:

 Fructosa	Grupo funcional: …… Carbono anomérico: …….. Tamaño de anillo: …….. Nombre completo: ……..

4. Numere y clasifique el siguiente monosacáridos según:

 Manosa	Grupo funcional: …… Tipo de enantiómero: ..... Nombre completo: ……..

5. Contesta verdadero o falso:

PREGUNTA	V	F
Todos los monosacáridos presentan isomería óptica		
Todos los monosacáridos poseen un grupo carbonilo.		
En una hexopiranosa el enlace hemiacetal generalmente se produce entre el carbono 1 y el carbono 5.		
Las formas α y β son enantiómeras.		
Los “D” monosacáridos siempre desvían la luz polarizada a la derecha.		
Los monosacáridos tienen función de reserva energética		
La glucosa y la fructosa son isómeros de función		

PROPIEDADES FÍSICAS

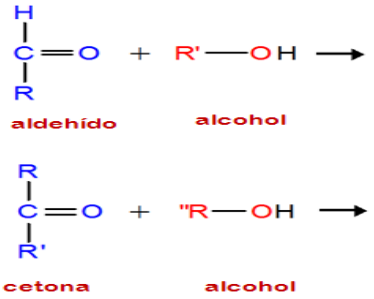
Los monosacáridos son sólidos, cristalinos, incoloros o blancos, de sabor dulce. La fructosa es la más dulce, el 73% más dulce que la sacarosa.
Como los grupos hidroxilo son polares, los monosacáridos son muy solubles en agua, pues se establecen enlaces polares con las moléculas de agua, a pesar de su masa molar elevada.
La glucosa se pueden disolver en pequeñas cantidades de agua para hacer un jarabe (1 g /1 ml de H_2O).

PROPIEDADES QUÍMICAS

1. FORMACIÓN DE HEMIACETALES Y HEMICETALES CICLICOS

Los monosacáridos en solución por lo general no existen de forma lineal, forman estructuras cíclicas.

RECORDEMOS



Hemiacetal: función que se produce al reaccionar un alcohol con un aldehído.
Hemicetal: función que se produce al reaccionar un alcohol con una cetona.

En los monosacáridos un grupo de alcohol reacciona con el grupo carbonilo de la misma molécula para formar un hemiacetal o hemicetal ciclico (piranosa o furanosa) de gran estabilidad.
No todos los monosacáridos pueden dar lugar a hemiacetales o hemicetales intramoleculares. Para que éstos se formen es necesario que los dos grupos funcionales (carbonilo e hidroxilo) que han de reaccionar se acerquen lo suficiente para hacerlo, y esto sólo sucede si la cadena carbonada es lo bastante larga como para que la libre rotación de los enlaces simples permita este acercamiento. En la siguiente tabla se muestran las formas más estables en que aparecen los monosacáridos de 3 a 6 átomos de carbono.

Nº de Carbonos	Aldosas	Cetosas
3	Cadena abierta	Cadena abierta
4	Cadena abierta	Cadena abierta
5	Furanosa	Cadena abierta
6	Piranosa - Furanosa (generalmente piranosa)	Furanosa

En las hexosas un grupo de alcohol reacciona con el grupo carbonilo de la misma molécula para formar un hemiacetal o hemicetal ciclico (piranosa o furanosa) de gran estabilidad.

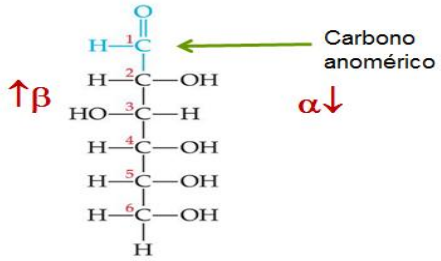
FORMACIÓN DE HEMIACETALES CICLICOS

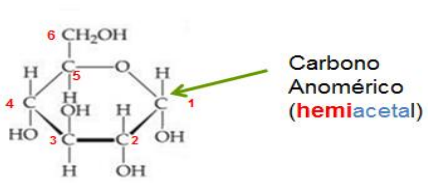
El hemiacetal de las hexoaldosas se forma puede formar entre:

- El aldehído y el alcohol del último átomo de carbono quiral formándose una piranosa.
- El aldehído y el alcohol del penúltimo carbono quiral, formándose una furanosa

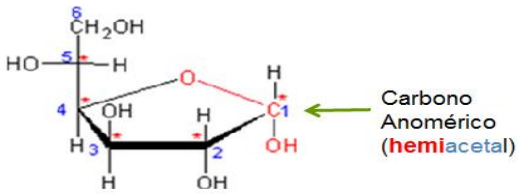
La forma más estable corresponde a las piranosas

CICLACIÓN - ANOMERIZACIÓN





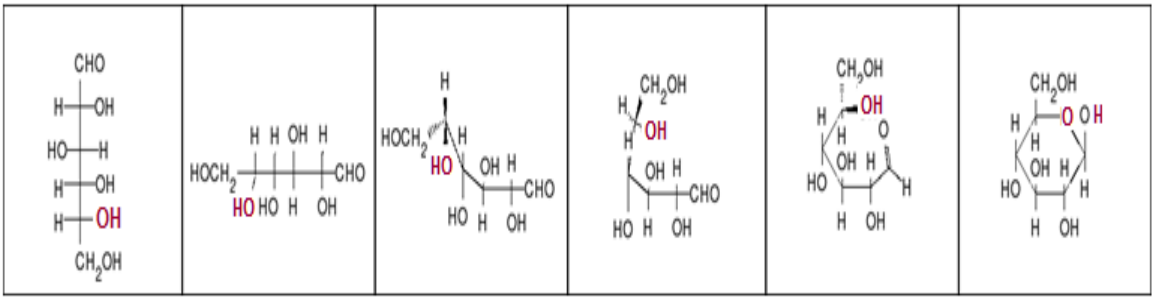
Glucopiranosa



glucofuranosa

En el caso de las hexosas generalmente se forman piranosas.

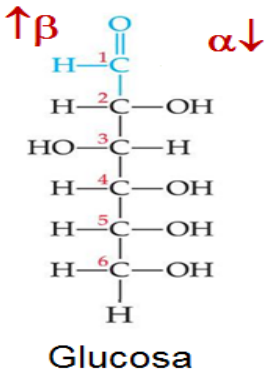
De D-GLUCOSA a β-D GLUCOSA



Para escribir los compuestos cíclicos de las hexosas (anómeros) se debe seguir los siguientes pasos:

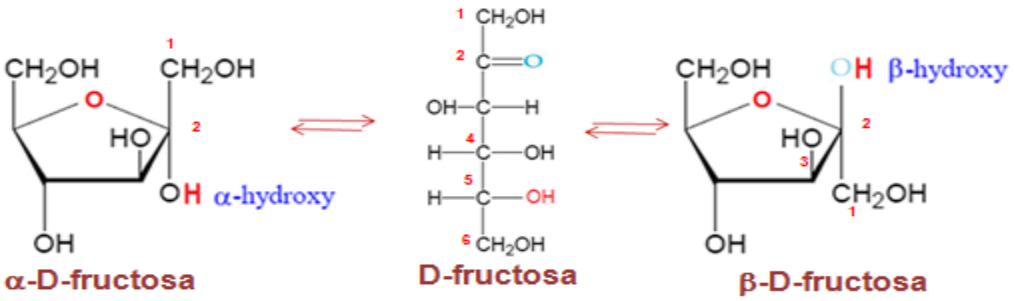
1. Numere la formula lineal.
2. Escriba la proyección Howard así:
   - El carbono 1 o carbono **anomérico** se coloca a la derecha, los carbonos 2 y 3 hacia delante, el carbono 4 a la izquierda y el carbono 5 y el oxígeno del anillo hacia detrás.

- Los OH que en la fórmula lineal estaban a la derecha se ponen por debajo del plano y los que estaban a la izquierda se ponen hacia arriba.
- El OH del carbono 1, OH **hemiacetálico,** 1 se pone hacia abajo en las formas alfa y hacia arriba en las beta.



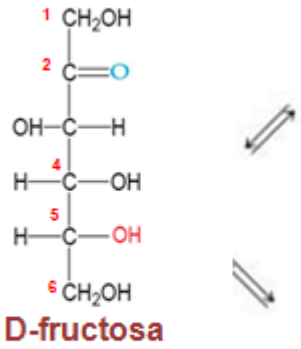
FORMACIÓN DE HEMICETALES CICLICOS

Al igual que las aldosas, en las cetosas el hemicetal se produce entre la cetona y el alcohol de último carbono asimétrico



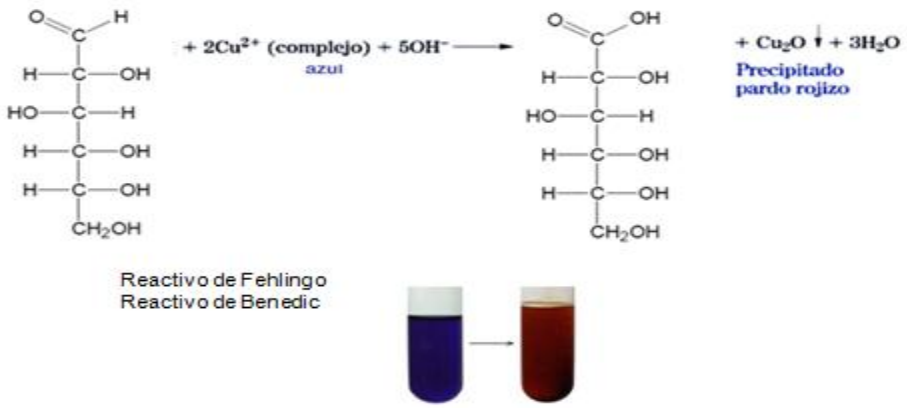
Para escribir los compuestos cíclicos (anómeros) se debe seguir los siguientes pasos:

1. Numere la formula lineal.
2. Escriba la proyección Howard así:
   - El carbono 2, carbono anomérico, se coloca a la derecha, los carbonos 3 y 4 hacia delante, el carbono 4 a la izquierda y el oxígeno del anillo hacia detrás.
   - Los OH que en la fórmula lineal estaban a la derecha se ponen por debajo del plano y los que estaban a la izquierda se ponen hacia arriba.
   - El OH hemicetálico se pone hacia abajo en las formas α y hacia arriba en las formas β.



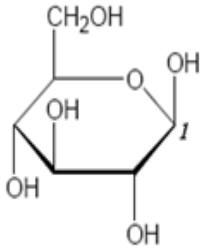
2. OXIDACION

El grupo carbonilo (de las aldosas y cetosas) reducen fácilmente los compuestos de cobre (licor Fehling) y de plata oxidándose y pasando a grupo ácido. Esta propiedad es característica de estas sustancias y permite reconocer su presencia, pues la reducción de las sales cúpricas del licor de Fehling a cuprosas hace virar el reactivo del azul al rojo ladrillo

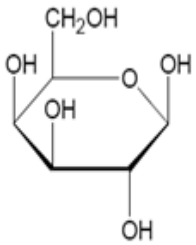


Los azúcares que se someten a esta reacción se denominan azúcares reductores. Todos los monosacáridos son azúcares reductores.

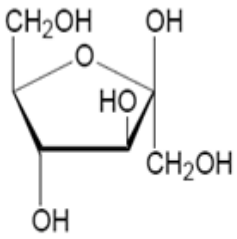
MONOSACÁRIDOS DE INTERÉS BIOLÓGICO



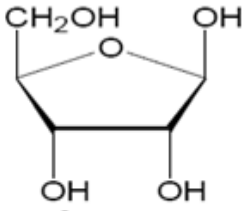
β-D-Glucosa



β-D-Galactosa



β-D-Fructosa



β-D-Ribosa

Glucosa: Sustancia muy difundida tanto entre los vegetales (uvas) como entre los animales. Forma parte de muchos disacáridos y polisacáridos.Importante fuente de energía de las células. En la sangre hay un uno por mil de glucosa procedente dela digestión.

Galactosa: Junto con la glucosa forma la lactosa, disacárido de la leche.

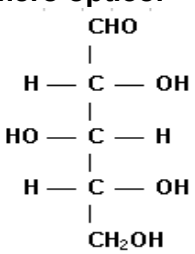
Fructosa: Cetohexosa. Sustancia muy difundida entre las plantas, sobre todo en sus frutos, y en la miel. En el hígado se transforma en glucosa. Junto con la glucosa forma el disacárido sacarosa.

Ribosa: Aldopentosa. Forma parte de muchas sustancias orgánicas de gran interés biológico, como el ATP o el ARN.

ACTIVIDAD 4 y 5

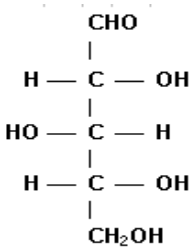
CONSOLIDA TUS CONOCIMIENTOS 2

1. **Las estructuras de los carbohidratos suelen mostrar varios carbonos quirales. Identifique el siguiente monosacarido e indique los carbonos quirales. Muestre su isómero óptico.**

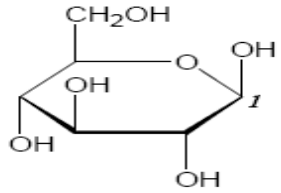
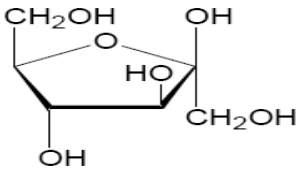
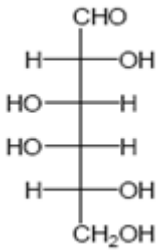


.....

Muestre su isómero de función



2. **Numere los siguientes monosacáridos, escriba la formula solicitada, identifíquelos y escriba el nombre completo de la forma cíclica. Investiga su importancia biológica.**

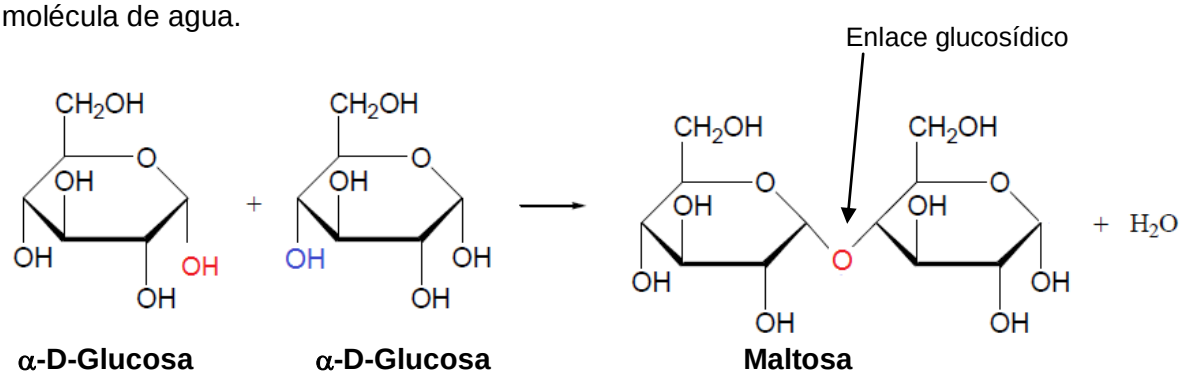
Formula ciclada	Fórmula lineal	Importancia Biológica
		
		
		

DISACARIDOS

Están formados por la unión de 2 monosacáridos unidos entre sí por un enlace covalente, llamado **glucosídico**, que se forma por la reacción de condensación.
Presentan las mismas propiedades que los monosacáridos: son solubles en agua, cristalizables y de sabor dulce. Algunos carecen de poder reductor

FORMACIÓN DEL ENLACE GLUCOSÍDICO

Se establece entre dos grupos -OH de diferentes monosacáridos, desprendiéndose una molécula de agua.



α-D-Glucosa **α-D-Glucosa** **Maltosa**

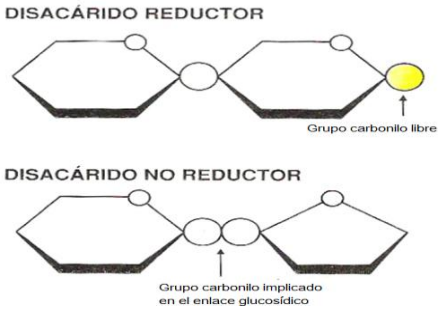
Para nombrarlos se siguen las siguientes normas:

- Primero se escribe el nombre del monosacárido que aporta el -OH del grupo carbonilo en la unión, añadiéndole la terminación -osil.
- Luego, se expresa entre paréntesis los carbonos participantes en el enlace, separados por una flecha.
- Por último, se escribe el nombre del segundo monosacárido, con la terminación -osa, si el enlace es monocarbolínico, o con la terminación -ósido, si es dicarbonílico. Por ejemplo, la **maltosa** se llama también : α-D-glucopiranosil(1→4)-α-D-glucopiranosasido

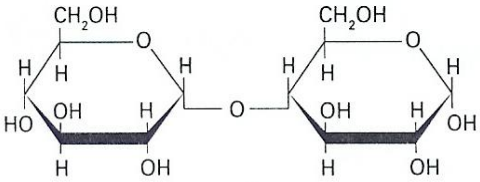
El enlace glucosídico formado puede ser:

- **Monocarbonílico**: cuando se establece entre el carbono anomérico del primer monosacárido y un C cualquiera del segundo monosacárido.

- .**Dicarbonílico:** cuando se establece entre los dos carbonos anoméricos. En este caso, la molécula no posee poder reductor, pues éste procede de la existencia de -OH anoméricos libres.

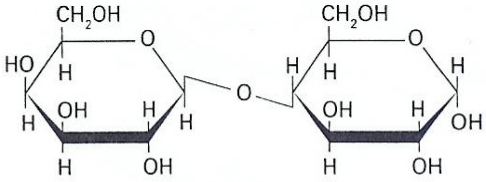


Los disacáridos biológicamente importantes son: maltosa, lactosa y sacarosa.



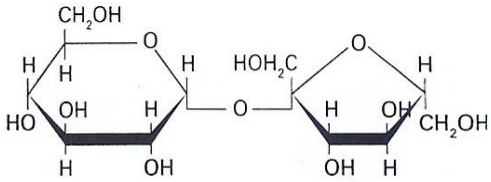
Maltosa

α-*D*-glucopiranosil-(1 → 4)-α-*D*-glucopiranosa



Lactosa

β-*D*-galactopiranosil-(1 → 4)-α-*D*-glucopiranosa



Sacarosa

α-*D*-glucopiranosil-(1 → 2)-β-*D*-fructofuranósido

Sacarosa, Formada por α-D-glucosa y ß-D-fructosa (enlace α 1→ß), unidas por los OH de los carbonos anoméricos y por lo tanto no reductor. Es el azúcar de mesa. Se encuentra en la caña de azúcar y en la remolacha. La sintetizan las plantas y es la responsable del sabor dulce de los frutos, lo que lo hace apetecibles para los animales. Esto es conveniente para las plantas, porque permite la dispersión de sus semillas (los animales se comen el fruto en un lugar y eliminan las semillas en sus materias fecales en otro sitio). Para los seres humanos, en cambio, no lo es tanto, ya que el consumo excesivo de lo dulce suele conducir a malos hábitos alimenticios.

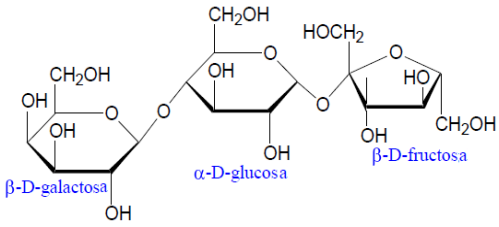
Lactosa, Formada por ß-D-galactosa y D-glucosa, unidas por el enlace β 1 → 4 . Reductor. Se encuentra en la leche de los mamíferos. Algunas personas carecen de las enzimas digestivas necesarias para digerirla. Se dice de ellas que son “intolerantes a la lactosa”.

Maltosa, . Formada por dos D-glucosas unidas por un enlace 1α → 4. Reductor. Se obtiene por hidrólisis del almidón y del glucógeno. Aparece en la germinación de la cebada empleada en la fabricación de la cerveza. Tostada se emplea como sucedáneo del café (malta).

ACTIVIDAD 6

OLIGOSACARIDOS

Estan formados por 3 a 10 monosacáridos. La rafinosa es un oligosacárido, presente principalmente en los frijoles, garbanzos, habas, etc. Se caracterizan por ser productores de gases intestinales en el ser humano; es decir, su consumo causa flatulencia, debido a que el tracto no sintetiza la α- galactosidasa, enzima que actúa sobre estos oligosacáridos.



POLIGOSACARIDOS

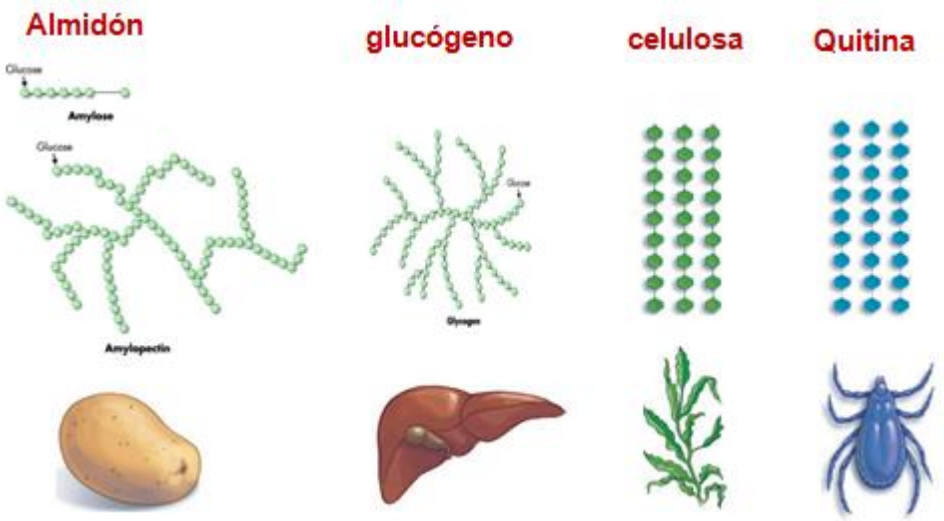
Son polímeros de monosacáridos. Son sustancias insípidas, amorfas e insolubles en agua, algunos, como el almidón. Pueden formar dispersiones coloidales.

Los polisacáridos son **macromoléculas**, moléculas de elevada masa molecular. Por ejemplo, cada molécula de celulosa, polisacárido vegetal, contiene de 300 a 3 000 moléculas de glucosa y tiene un peso molecular que oscila entre 54 000 y 540 000 da.

Los polisacáridos pueden estar constituidos por diferentes monosacáridos. Los polisacáridos de mayor importancia biológica están formados por un sólo tipo de monosacárido. Se trata, por lo tanto de **homopolisacáridos** .Algunos polisacáridos presentan ramificaciones.

Es de destacar que los polisacáridos, al tener un sólo -OH hemiacetálico por molécula libre, presentan un carácter reductor tan pequeño que se puede considerar como que **no reductores.**

Los más conocidos son los polisacáridos de glucosa, como el almidón, el glucógeno y la celulosa



El almidón: polisacárido con función energética. Es sintetizado por los vegetales. Está formado por miles de moléculas de glucosa con unión α1→4. La molécula adopta una disposición en hélice, dando una vuelta por cada 6 moléculas de glucosa, además, cada 12 glucosas, presenta ramificaciones por uniones $\alpha 1\rightarrow$ 6. El almidón se reconoce fácilmente por teñirse de violeta con disoluciones de iodo (solución de Lugol).

Glucógeno. Es el polisacárido de reserva de los animales. Se localiza principalmente en el hígado y en los músculos estriados. Es un polímero de α-D-glucopiranosas con una estructura semejante a la de la amilopectina, aunque con ramificaciones más juntas (aproximadamente, cada 8 ó 10 glucosas).Su hidrólisis es similar a la del almidón.

Celulosa. Es el componente principal de la pared de las células vegetales.
Está formada por la unión ß- 1 → 4 de varios millares de moléculas de glucosa. Debido al tipo de enlace cada molécula de glucosa está girada 180° respecto a la anterior, lo que le da a la celulosa una estructura lineal pero "retorcida". Esta disposición permite que se formen gran cantidad de puentes de hidrógeno entre cadenas yuxtapuestas, lo que produce muy fibras resistentes
La mayor parte de los animales no pueden digerir la celulosa por carecer de la enzima que la hidroliza, la celulasa. Sin embargo, los herbívoros y algunos insectos, como los termes, se nutren con celulosa, ya que, en su aparato digestivo, poseen microorganismos simbiontes capaces de producir celulasa.

Quitina. Formada por un derivado nitrogenado de la glucosa: la N-acetil-glucosamina.
Es un polisacárido estructural, componente principal del exoesqueleto de los artrópodos insectos, crustáceos, etc..
La quitina es un polímero no ramificado de N-acetil-D-glucosamina unido mediante enlaces β (1 →4).

ACTIVIDAD 7

CONSOLIDA TUS CONOCIMIENTOS 3

1. Todos los monosacáridos, excepto uno, tienen en su molécula al menos un C asimétrico. ¿Cuál es la excepción?
   ……
   ……
2. ¿Qué se entiende por hidrólisis de un compuesto? ¿Por qué los disacáridos y polisacáridos son moléculas hidrolizables?
   ……
   ……
3. A partir de la fórmula de la D-glucosa, escribe la fórmula de la L-glucosa y del epímero en el carbono 4 de la D-glucosa.
   ……
   ……
4. Experimentalmente se puede observar que algunos monosacáridos se comportan en disolución acuosa como si tuvieran un carbono asimétrico más. Si en la fórmula lineal de la glucosa se distinguen 4 carbonos asimétricos, las pruebas experimentales muestran cinco. ¿Cómo explicas este hecho?
   ……
   ……
5. Dibuja todos los pasos de la ciclación de una D-galactosa hasta llegar a una α-D-galactopiranosa.
   ……
   ……
6. Construye las fórmulas cíclicas, en su forma lineal y en perspectiva, de la β-D-ribofuranosa.
   ……
   ……
7. ¿Cuáles de los disacáridos estudiados son reductores y cuáles no? ¿Por qué?
   ……
   ……
8. Enlaza tres glucosas con el enlace α (1→4). Haz una ramificación en la segunda glucosa mediante enlace α (1→6).
   ……
   ……
9. ¿Cuántas moléculas de agua se liberan al formarse un polisacárido constituido por 1000 moléculas de glucosa?
   ……
   ……
10. Si la celulosa no la podemos digerir, ¿por qué es tan importante en la dieta humana?
    ……
11. ¿Qué tipo de enlace presentan la celulosa y la quitina?
    ……
12. Algunos polisacáridos tienen función de reserva energética, otros estructural. Pon un ejemplo de cada uno de ellos tanto en animales como en vegetales y señala sus características.
    ……

13. Cite dos polisacáridos que se forman por la polimerización de monosacáridos de configuración α y uno por la de monosacáridos de configuración β. Describa la estructura y la función que desempeña cada uno de ellos.

……
……

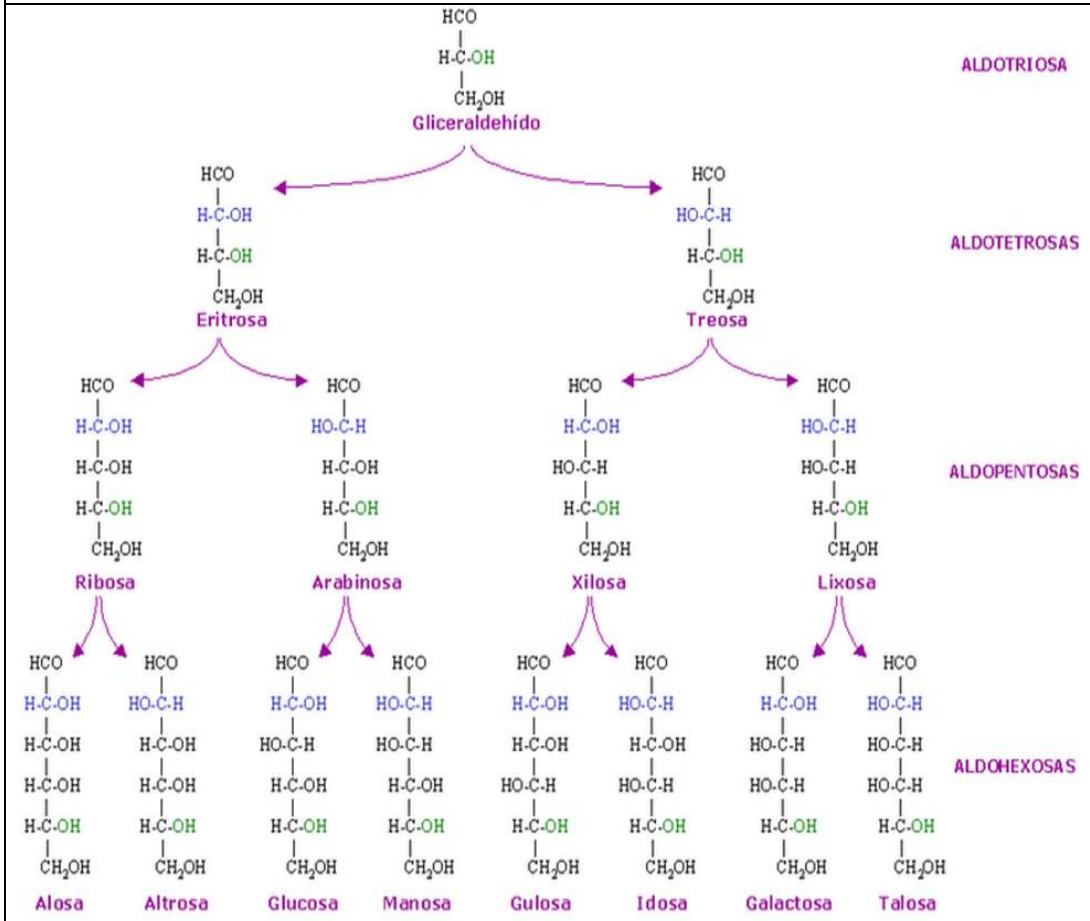
14. Nombre el polisacárido más abundante en las paredes de las células vegetales, enumere tres de sus propiedades biológicas y explique el fundamento fisicoquímico de las mismas. Justifique la diferencia en valor nutricional para las personas entre el almidón y el referido polisacárido.

……
……

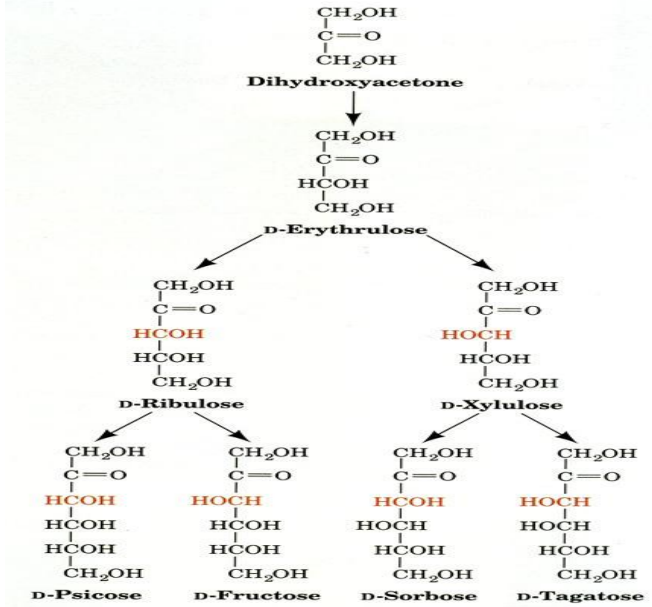
15. ¿Puede un animal digerir y aprovechar la celulosa? ¿Y el almidón? Razone las respuestas.

……
……

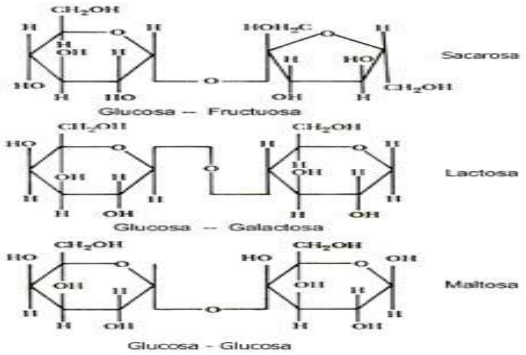
ALDOSAS



CETOSAS



DISACARIDOS

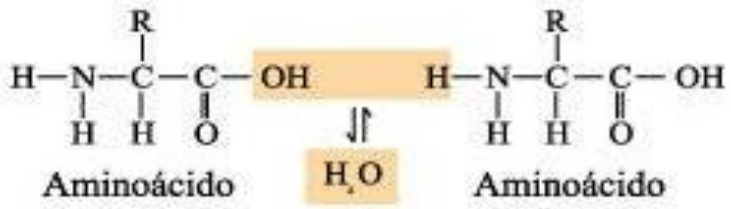


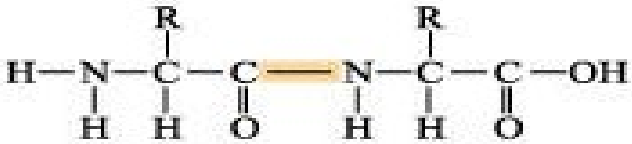
UPC
UNIVERSIDAD PERUANA DE CIENCIAS APLICADAS
Laureate International Universities®

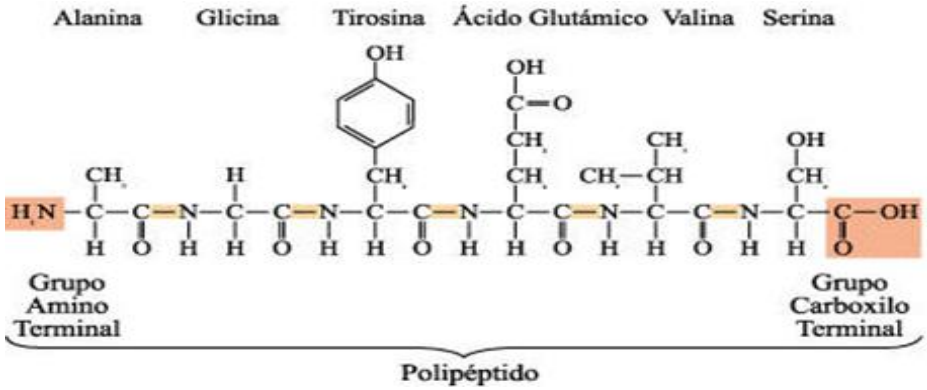
BIOMOLÉCULAS

PROTEÍNAS

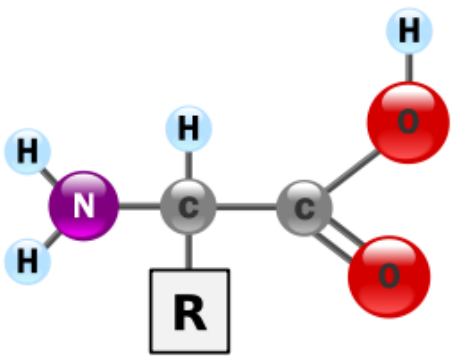
Químicamente los podemos definir como macromoléculas (masa molar entre 6 mil a 50 millones de g/mol) formadas por **α-aminoácidos** unidos por enlaces peptídicos (amídicos)



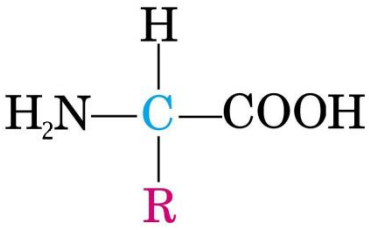




POLIAMIDA



Estructura Química de un α-Aminoácido



Grupo Amino : **H_2N -**

Carbono **α :**

Grupo Carboxílico: **- COOH**

(ácido)

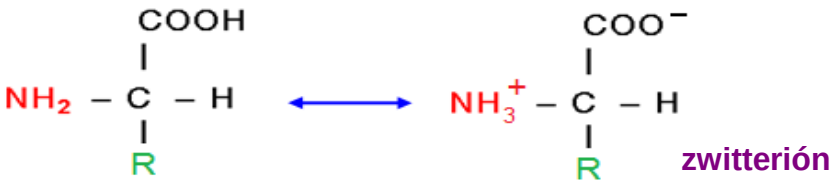
Cadena lateral: - R

Propiedades ácido-base de un aminoácido

Recordemos

ÁCIDO $R\text{-}COOH + H_2O \leftrightarrows R\text{-}COO^- + H^+ \quad K_a$

BASE $R\text{-}NH_2 + H_2O \leftrightarrows R\text{-}NH_3^+ + OH^- \quad K_b$

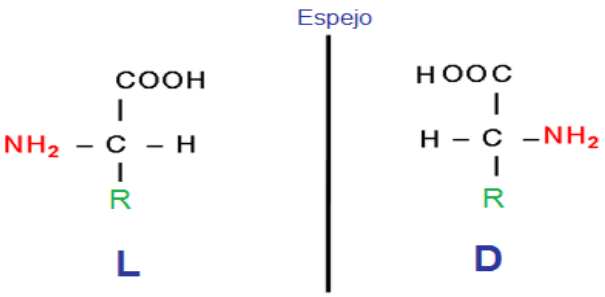


zwitterión

Estereoisomería de los aminoácidos

Con excepción de la **glicina**, el carbono α de los aminoácidos es QUIRAL, de modo que pueden presentar isomería óptica D ó L

Los aminoácidos presentes en la proteínas son de configuración **levógira L**

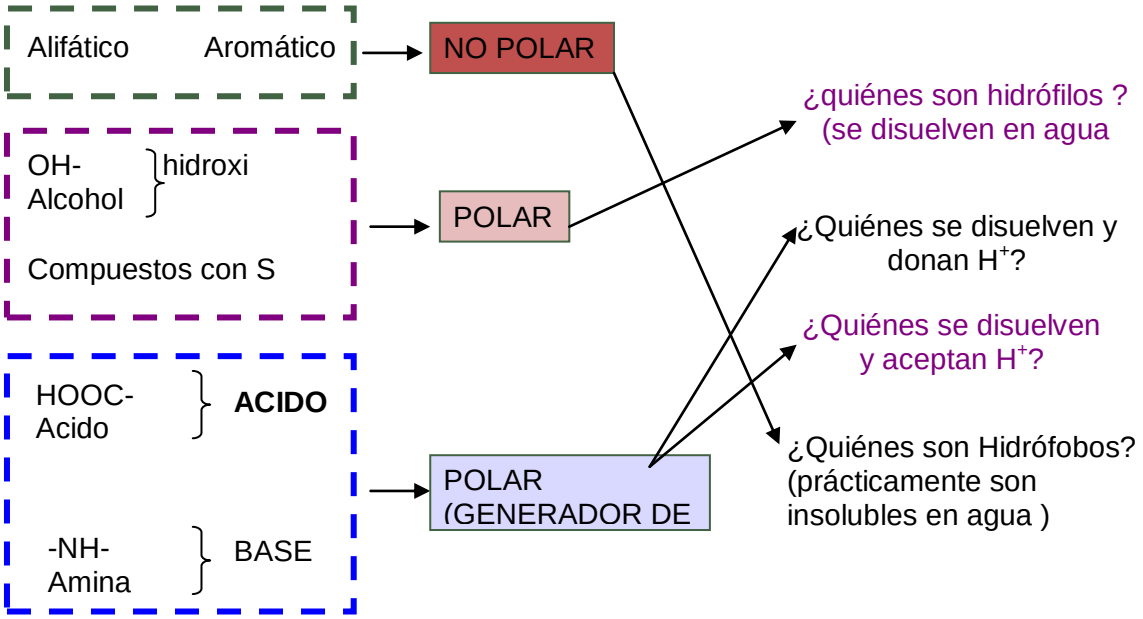


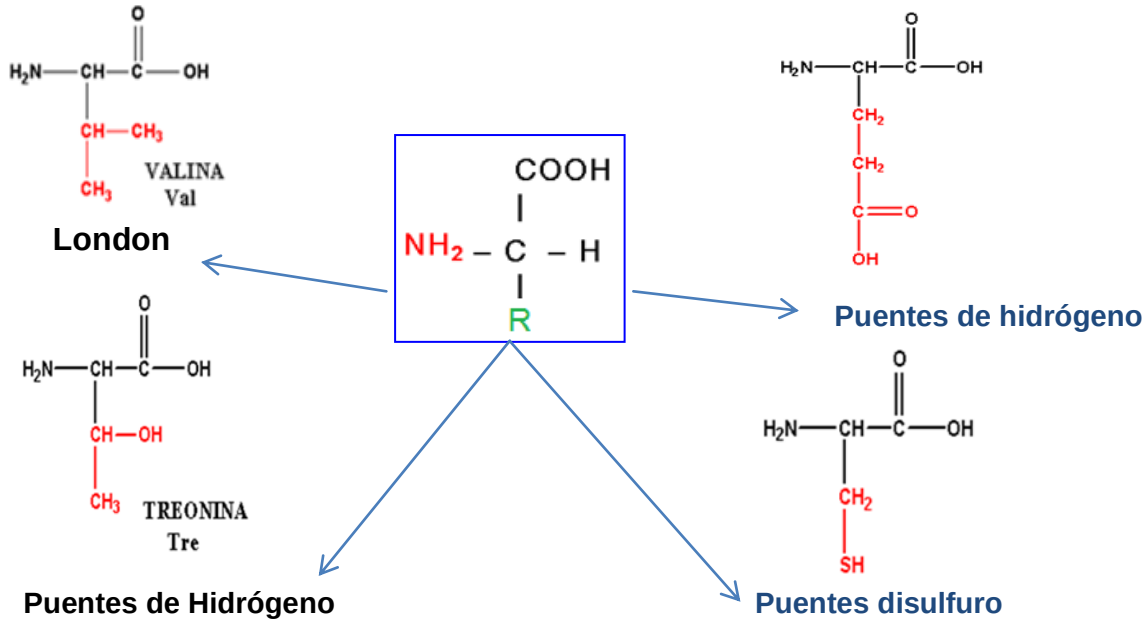
Isómeros ópticos

Fuerzas Intermoleculares en los aminoácidos

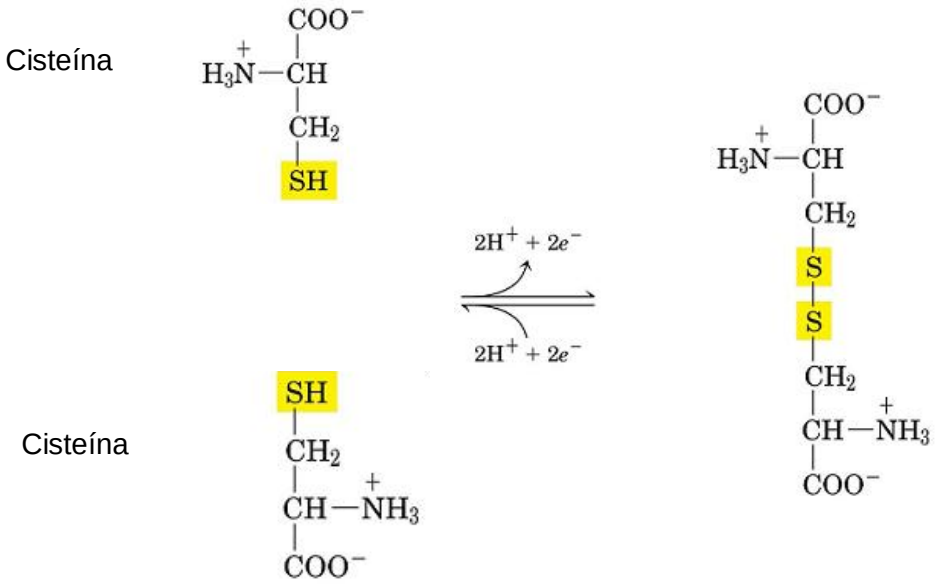
El enlace que existe entre los átomos en un aminoácido puede ser : Covalente Apolar, Covalente Polar , Covalente Polar con carga.
La FI va a depender básicamente del grupo R:

R: puede ser:

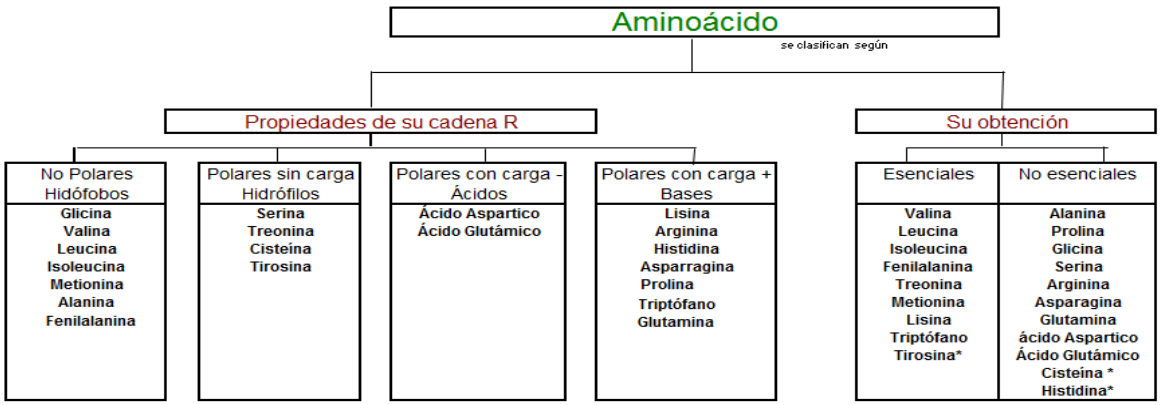




Formación de Puentes disulfuro

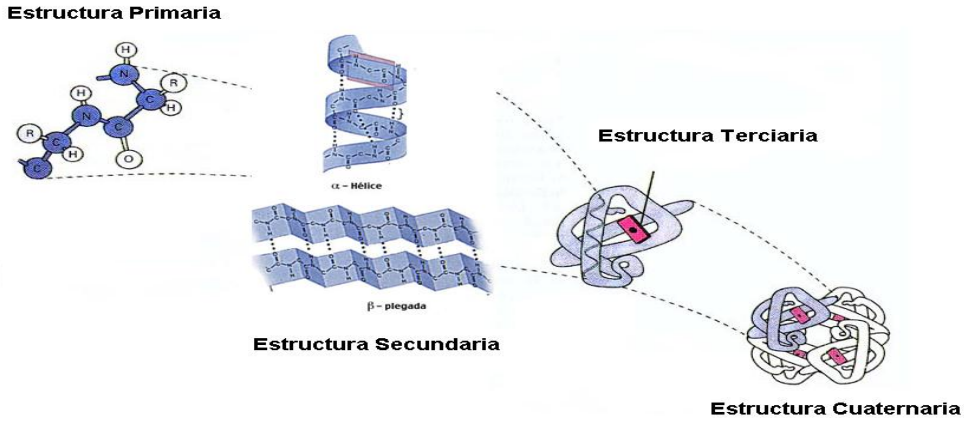


Clasificación de los aminoácidos



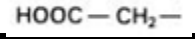
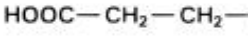
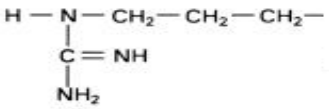
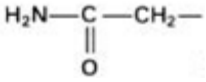
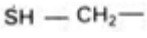
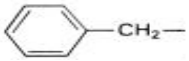
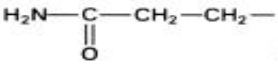
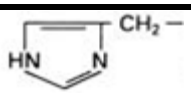
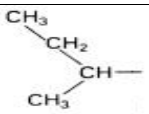
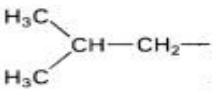
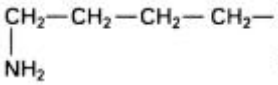
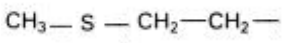
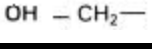
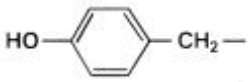
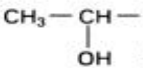
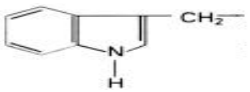
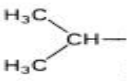
Esenciales: El hombre o los animales NO pueden sintetizarlos, necesariamente deben ser incluidos **en la dieta diaria.**

Niveles de organización de los aminoácidos



ACTIVIDAD 8

CADENA LATERAL R DE LOS α AMINOÁCIDOS

Aminoácido	Símbolo	Cadena Lateral R
Ácido Aspártico	Asp	
Ácido Glutámico	Glu	
Alanina	Ala - A	
Arginina	Arg - R	
Asparagina	Asn - N	
Cisteina	Cys - C	
Fenilalanina	Phe - F	
Glicina	Gly - G	
Glutamina	Gln - Q	
Histidina	His - H	
Isoleucina	Ile - I	
Leucina	Leu - L	
Lisina	Lys - K	
Metionina	Met - M	
Serina	Ser - S	
Tirosina	Tyr - Y	
Treonina	Thr - T	
Triptofano	Trp - W	
Valina	Val - V	

BIOMOLÉCULAS
LIPIDOS

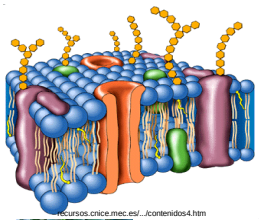
A diferencia de los carbohidratos y proteínas (que posee grupos funcionales que los identifican) los lípidos no poseen un grupo funcional que los caracterice y los represente. Como consecuencia de ello el término lípido abarca a un gran número de compuestos orgánicos con estructuras muy diversas, que solo tienen algo en común su **hidrofobicidad**.
La baja solubilidad de los lípidos en agua se debe a que su estructura química es fundamentalmente hidrocarbonada (alifática, alicíclica o aromática), con gran cantidad de enlaces C-H y C-C. La naturaleza de estos enlaces es 100% covalente y su momento dipolar es mínimo.

Funciones de los lípidos

Los lípidos desempeñan diversas funciones biológicas importantes como:

1. **Fuente de energía** Son la principal reserva energética del organismo mientras que los carbohidratos producen 4 kcal/g, los lípidos acumulan 9 kcal/g. Representan una forma compacta y anhidra de almacenamiento de energía.

2. **Reserva de agua**: Aunque parezca paradójico, los lípidos representan una importante reserva de agua. La combustión aerobia de los lípidos produce una gran cantidad de agua (**agua metabólica**). Así, la combustión de un mol de ácido palmítico puede producir hasta 146 moles de agua.



3. **Función estructural.** Forman las bicapas lipídicas de las membranas celulares. Recubren órganos y le dan consistencia, o protegen mecánicamente

4. **Cubierta protectora** sobre la superficie de muchos organismos.

5. **Función biocatalizadora.** Algunos lípidos actúan como coenzimas, por ejemplo algunas vitaminas y hormonas.

Los lípidos con frecuencia se presentan unidos covalentemente o mediante enlaces débiles, con otras biomoléculas, por ejemplo: los glucolípido y las lipoproteínas. En estas biomoléculas las propiedades químicas y físicas características de sus componentes están fusionadas para cumplir funciones biológicas especializadas.

Clasificación de los lípidos

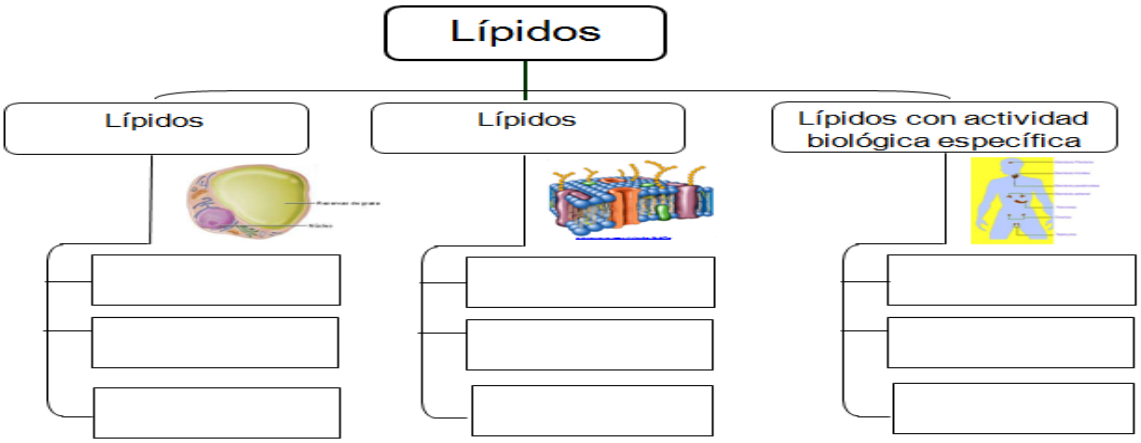
Los lípidos se ha clasifican de acuerdo a su función biológica:

- Lípidos Almacenamiento y protección mecánica
- Lípidos estructurales
- Lípidos con actividad biológica específica

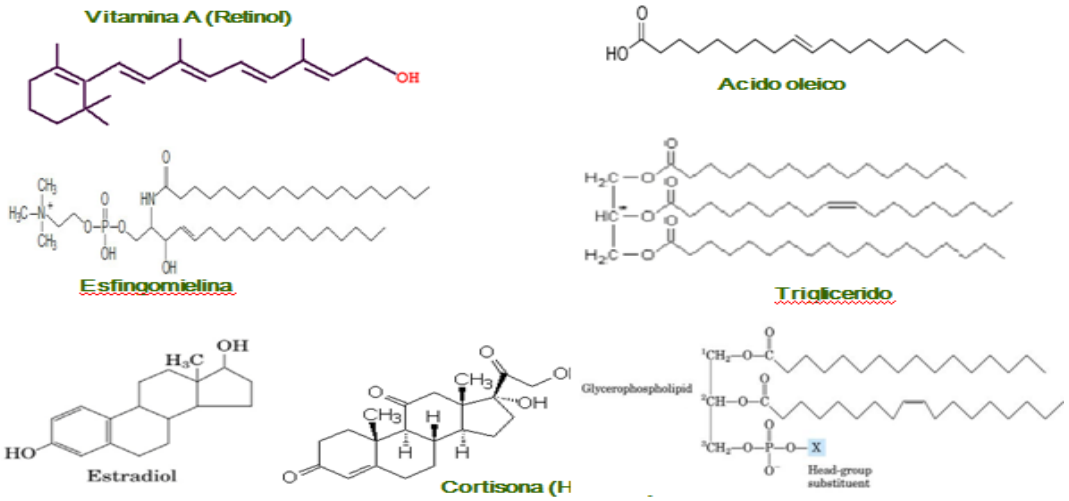
ACTIVIDAD 5.4

EN PAREJA **15 MINUTOS**

1. Clasifica a los lípidos de acuerdo a su función biológica:



2. Los siguientes compuestos son lípidos



a. ¿Qué tienen en común?

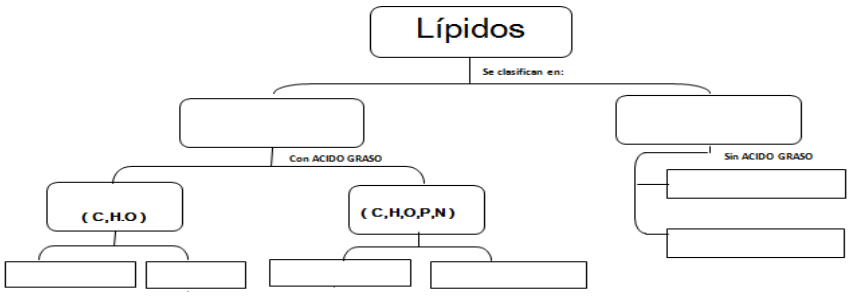
……

b. ¿Qué tienen en común el acido oleico, la esfingomielina, el triglicérido, glicerilfosfato?¿que los diferencia? ¿podemos incluir en este grupo a la vitamina A?

……

……

3. A los lípidos químicamente se le suele clasificar por su capacidad de saponificarse.



ACTIVIDAD 9

LIPIDOS SIMPLES
ACIDO GRASO

Los ácidos grasos son moléculas formadas por una larga cadena hidrocarbonada en cuyo extremo hay grupo carboxilo (-COOH). Tienen las siguientes características:

1. Generalmente son ácidos monocarboxílicos, R-COOH.
2. El grupo R generalmente es una cadena no ramificada.
3. El número de átomos de carbono es casi siempre par (debido a que su síntesis biológica).
4. El grupo R puede ser saturado o puede tener uno o más enlaces dobles, los cuales generalmente son **cis.**
5. Debido a la presencia del grupo carboxilo, y la existencia de una cadena hidrocarbonada se les denomina como moléculas **anfipáticas,**

.

Ácidos Grasos Saturados

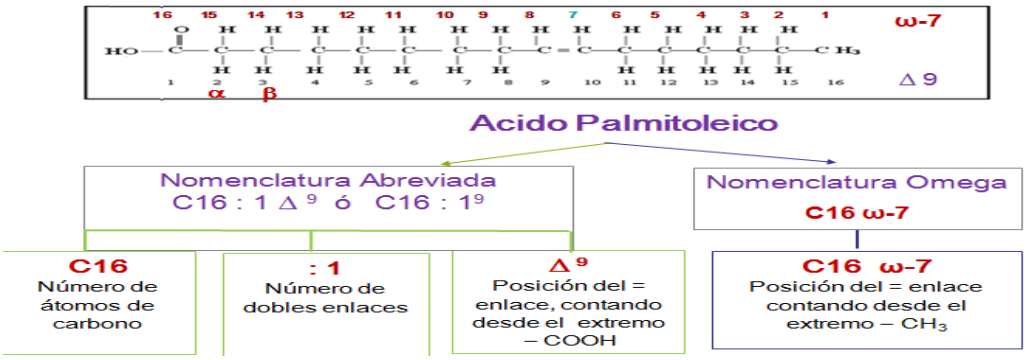
Los ácidos grasos saturados más abundantes son el **ácido palmítico** $CH_3(CH_2)_{14}COOH$ **,** (hexadecanoico, o C16:0) y **el ácido esteárico** $CH_3(CH_2)_{16}COOH$ (octadecanoico, o C18:0) los cuales tienen 16 y 18 carbonos respectivamente.
Desde el punto de vista químico, son muy poco reactivos y se encuentran generalmente en la **grasa animal**.

Ácidos Grasos Insaturados

Los ácidos grasos insaturados que se obtienen con mayor frecuencia son el oleico, linoleico y linolénico, todos con esqueletos de 18 carbonos.
Por lo general, las insaturaciones de los ácidos grasos son del **tipo *cis*.** Esto hace que la disposición de la molecula sea angulada, con el vértice en la insaturación. Esta angulación hace que los puntos de fusión de las ácidos insaturados sean más bajos que los de sus AGS
Se encuentran generalmente en los aceites vegetales

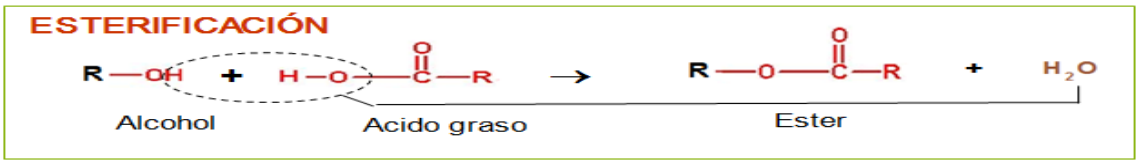
Algunos ácidos grasos poliinsaturados: **linoleico, linolénico y araquidónico** no pueden ser sintetizados por los animales superiores (incluído el hombre), y como su función biológica es fundamental, deben ser suministrados en la dieta. Por este motivo se les denomina **ácidos grasos esenciales**.

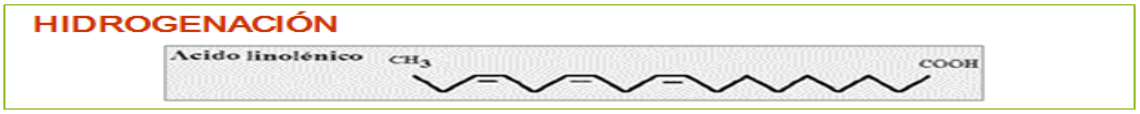
Para los AG insaturados en la nomenclatura abreviada, se indica la longitud de la cadena y el número de dobles enlaces.
La posición de los dobles enlaces se indica como un superíndice en el segundo número.
Así, el ácido **oleico** (9-octadecenoico) se representa como C18:1^{9}, y el **linoleico** (9,12-octadecadienoico) como C18:$2^{9,12,}$ y el **linolénico** (9,12,15-octadecatrienoico) como C18:3 $^{9,12,15.}$



Propiedades Químicas

Son las que corresponde a los ácidos carboxílicos ó a los alquenos





Industrialmente
Hidrogenación parcial → margarina (puede derretirse en la lengua, una propiedad que la hace tan agradable)
Puede producir las grasas TRANS .

ACTIVIDAD 5.6

TRIGLICÉRIDOS

Son lípidos simples formados por la esterificación de una, dos o tres moléculas de ácidos grasos con una molécula de glicerol. También reciben el nombre de glicéridos o grasas simples

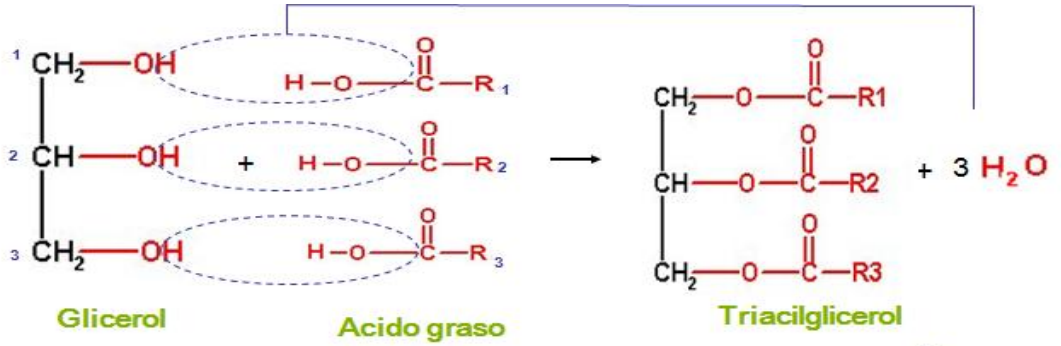
Los triglicéridos son componentes principales del tejido graso y desempeñan principalmente la función de reserva de energía.

Según el número de ácidos grasos, se distinguen tres tipos de estos lípidos:

- Los monoglicéridos, que contienen una molécula de ácido graso
- Los diglicéridos, con dos moléculas de ácidos grasos
- Los triglicéridos, con tres moléculas de ácidos grasos.

La combinación química del glicerol con los ácidos grasos se hace a través de un enlace **éster ,** dicha reacción implica la liberación de moléculas de agua.

Las grasas que contienen ácidos grasos insaturados generalmente están en estado líquido a temperatura ambiente y son los aceites. Las grasas saturadas tienden a ser sólidas a temperatura ambiente como la manteca y la grasa animal.



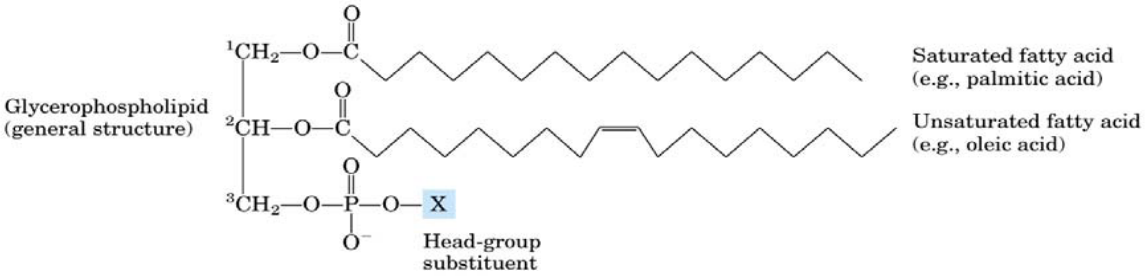
En la naturaleza los monoacilgliceroles y diacilgliceroles se encuentran en pequeñas cantidades (intermediarios metabólicos de la degradación de lípidos)

ACTIVIDAD 10

LIPIDOS COMPLEJOS

FOSFOLÍPIDOS

Un fosfolípido consiste en una molécula de glicerol unida a dos moléculas de ácidos grasos (uno saturado y otro generalmente insaturado) y a un grupo fosfato El grupo fosfato se encuentra a su vez se puede unir a un aminoalcohol, como la Serina, la Etanolamina o la Colina , etc.



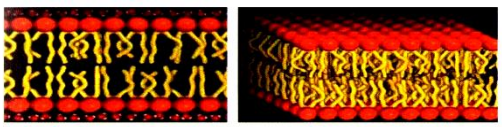
Name of glycerophospholipid	Name of X	Formula of X
Phosphatidic acid	—	—H
Phosphatidylethanolamine	Ethanolamine	$-CH_2-CH_2-\overset{+}{N}H_3$
Phosphatidylcholine	Choline	$-CH_2-CH_2-\overset{+}{N}(CH_3)_3$
Phosphatidylserine	Serine	$-CH_2-\underset{COO^-}{CH}-\overset{+}{N}H_3$
Phosphatidylglycerol	Glycerol	$-CH_2-\underset{OH}{CH}-CH_2-OH$

La unión entre estas moléculas se realiza mediante enlaces de tipo **éster**.

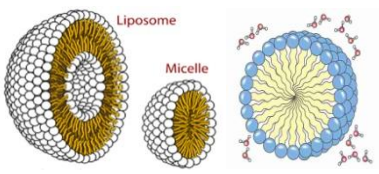
Estas moléculas presentan una parte polar hidrofílica (cabeza polar) y una parte apolar hidrofóbica. (colas apolares). Por este motivo, se dice que son **anfipáticos**

Las propiedades anfipáticas de esta molécula de lípidos hace que asuman cierta configuración en presencia de agua, de modo que su extremo hidrosoluble o hidrófilo queda orientado hacia el agua circundante, en tanto que la zona hidrófoba se orienta en dirección opuesta. Pueden:

1. Formar láminas bimoleculares ó bicapas lipídicas como en el caso de membrana celular (dos capas de moléculas de fosfolípidos). Sus colas hidrófobas se unen en la parte intermedia, en cambio las cabezas hidrófilas se orientan hacia el exterior celular.



2. Micelas esféricas



¡Ahora Tú!

Forma un fosfolípido con: glicerol, acido fosfórico, etanol amina, acido oleico y acido palmítico. ¿Qué posibles propiedades tendrá?

ACTIVIDAD 11

GRUPAL **15 MINUTOS**

1. **Los enlaces de unión entre el glicerol y el ácido graso ó el ácido ortofosfórico para formar fosfolípidos se denominan:**
   a. Peptídico.
   b. eter
   c. glucosídico.
   d. Éster

2. **Los fosfoglicéridos están formados por:**

   a. Un ácido graso unido a una glicerina, un grupo fosfato y un aminoácido.
   b. Dos ácidos grasos unidos a una glicerina, un grupo fosfato y un alcohol.
   c. Dos ácidos grasos unidos a una glicerina.
   d. Dos ácidos grasos unidos a un grupo fosfato, una glicerina y una pentosa

3. **Los fosfolípidos tiene una función:**
   a. De combustible energético, de uso rápido para la célula.
   b. De reserva energética.
   c. Estructural, formando membranas biológicas.
   d. Estructural, formando esqueletos duros.

4. **La hidrólisis parcial de un compuesto lipídico ha generado ácido fosfórico, glicerol y Acidos grasos es probable que se trate de...**
   a. un esteroide;
   b. un ácido graso;
   c. un acilglicérido;
   d. un fosfolípido.

1	2	3	4

Bibliografía

BAILEY, Christina y BAILEY, Philip (1995) Química orgánica. Principios y aplicaciones. 5ª ed. México: Prentice Hall Hispanoamericana.

BROWN, Theodore, LEMAY, Eugene y BURDGE, Julia (2004) Química: la ciencia central. 9ª ed. México: Pearson Educación.

BURNS, Ralph A, (2010). Fundamentos de Química 5ª ed. Pearson education.

HOLUM, John (2006) Química general, orgánica y bioquímica para ciencias de la salud. México: Limusa Wiley.

MASTERTON, Willian y HURLEY, Cecile (2001) Química. Principios y reacciones. 4ª ed. Madrid: Thomson.

MORRISON y BOYD. (1998) Química Orgánica 5ª Pearson education

PETRUCCI, Ralph, HARWOOD, William y HERRING, Geoffrey (2002) Química general. Madrid: Prentice Hall.

WHITTEN, Kennet, DAVIS, Raymond y PECK, Larry (1998) Química general. 5ª ed. Madrid: Mc Graw Hill.

AUDERSIRK T, AUDERSIRK G. BYERS BE (2006); Biología: la vida en la Tierra; 6ta edición. Pretice Hall; México. Código: 570 CURT

CAMPBELL, NA y REECE JB (2001); Biología; 7ma. Edición; Editorial Médica Panamericana. Código:570 CAM/B

Roberts y Robertis. Biología Celular y Molecular.
Lodish. Biología Celular y Molecular.
Bruce Alberts.,Biología Molecular de la Célula
http://www.educared.org/wikiEducared/La_membrana_plasm%C3%A1tica.html

ANEXOS

Tabla N° 1

NOMBRES, FÓRMULAS Y CARGAS DE ALGUNOS IONES COMUNES

CATIONES (+)		ANIONES (-)	
CATIONES MONOATOMICOS		**ANIONESMONOATOMICOS**	
GRUPO IA		**GRUPO IA**	
Litio	Li^{+}	Hidruro	H^{-1}
Sodio	Na^{+}		
Potasio	K^{+}		
GRUPO IIA		**GRUPO IVA**	
Magnesio	Mg^{+2}	Oxido	O^{-2}
Calcio	Ca^{+2}	Sulfuro	S^{-2}
Bario	Ba^{+2}		
GRUPO B		**GRUPO VIIA**	
Aluminio	Al^{+3}	Bromuro	Br-
Cobre (I), cuproso	Cu^{+}	Cloruro	Cl^{-}
Cobre (II), cúprico	Cu^{+2}	floruro	F^{-}
Cinc	Zn^{+2}	Ioduro	I^{-}
Hierro (II), ferroso	Fe^{+2}		
Hierro (III), férrico	Fe^{+3}		
Plomo (II) plumboso	Pb^{+2}		
Plomo (IV) , plúmbico	Pb^{+4}		
Plata	Ag^{+}		
Mercurio (I), mercurioso	Hg^{+1}		
Mercurio II), mercúrico	Hg^{+2}		
Oro (I), auroso	Au^{+1}		
Oro (III) , aurico	Au^{+3}		
CATIONES POLIATÓMICOS		**ANIONES POLIATÓMICOS**	
Amonio	NH_4+	Hidróxido	$(OH)^{-}$
		Carbonato	$(CO_3)^{-2}$
		Ion bicarbonato	$(HCO_3)^{-}$
		Hipoclorito	$(ClO)^{-}$
		Clorito	$(ClO_2)^{-}$
		Clorato	$(ClO_3)^{-}$
		Perclorato	$(ClO_4)^{-}$
		Sulfito	$(SO_3)^{-2}$
		Sulfato	$(SO_4)^{-2}$
		Ion sulfato ácido, bisulfato	$(HSO_4)^{-}$
		Fosfato	$(PO_4)^{-3}$
		Cromato	$(CrO_4)^{-2}$
		Dicromato	$(Cr_2O_7)^{-2}$
		Nitrato	$(NO_3)^{-}$
		Nitrito	$(NO_2)^{-}$
		Permanganato	$(MnO_4)^{-}$

URO → Acido……..HÍDRICO

ITO → Acido……..OSO

ATO → Acido……..ICO

TABLA N° 2

PREFIJOS EMPLEADOS SI

FACTOR	PREFIJO	SÍMBOLO
10^{12}	tera	T
10^{9}	giga	G
10^{6}	mega	M
10^{3}	kilo	k
10^{2}	hecto	H
10^{1}	deca	Da
10^{-1}	deci	d
10^{-2}	centi	c
10^{-3}	mili	m
10^{-6}	micro	μ
10^{-9}	nano	n

El SI de unidades contempla una serie de prefijos para múltiplos y submúltiplos de estas unidades.

De estas estos prefijos los más usados son: kilo, deci, centi y micro

TABLA N°3

DE FACTORES DE CONVERSIÓN

Longitud	metro	m	angstrom		1 Å = 10^{-10} m
			pulgada		1 pulg = 2,540 cm
			pie		1 pie = 12 pulg
			milla	mi	1 mi = 1,6093 km
Masa	kilogramo	kg	libra	lb	1 lb = 453,59 g
			uma	uma	1 uma = 1,6605402 x 10^{-24} g
			tonelada métrica	t o TM	1 TM = 10^3 kg
Temperatura	kelvin	K	grado Celsius	°C	1 K = °C + 273,15
			grado Fahrenheit	°F	°C / 5 = °F - 32 / 9
Volumen	metro cúbico	m^3	litro	L	1 m^3 = 10^3 L
					1 L = 10^3 cm^3
					1 mL = 1 cm^3
			galón (USA)	gal	1 gal = 3,7854 L
Energía	joule	J			1 J = 1 kg m^2 / s^2
			caloría	cal	1 cal = 4,184 J
			kilocaloría	Cal	1 Cal = 10^3 cal
Presión	pascal	Pa			1 Pa = 1 N / m^2
					1 Pa = 1 kg / m s^2
			atmósfera	atm	1 atm = 101 325 Pa
			milímetros de mercurio	mm Hg	1 atm = 760 mm Hg
			torricelli	torr	1 torr = 1 mm Hg
			bar	bar	1 bar = 10^5 Pa

TABLA PERIODICA DE ELEMENTOS

NUMERO ATOMICO
SIMBOLO DEL ELEMENTO
NOMBRE DEL ELEMENTO
PUNTO DE FUSION
PUNTO DE EBULLICION

1 | 1.00797 | 2.1
H
HIDROGENO
1,-1
-259.2 | -252.7 | 0.0709

PESO ATOMICO
ELECTRONEGATIVIDAD
NUMERO DE OXIDACION
DENSIDAD DE SOLIDOS, LIQUIDOS, g/ml. 20°C GASES, g/l, 0°C, 1 Atm

1	1 1.00797 2.1 H HIDROGENO 1,-1 -259.2 -252.7 0.0709																2 4.0026 He HELIO -269.7 -268.9 0.126
2	3 6.939 1.0 Li LITIO 1 180.5 1330 0.535	4 9.0122 1.5 Be BERILIO 2 1277 2770 1.85											5 10.811 2.0 B BORO 3 2250 2550 2.31	6 12.0111 2.5 C CARBONO 2,±4 3727 4830 2.26	7 14.0069 3.0 N NITROGENO 2,±3,4,5 -209.9 -195.8 0.808	8 15.9994 3.5 O OXIGENO -2 -218.8 -183 1.14	9 18.9984 4.0 F FLUOR -1 -219.6 -188.2 1.11	10 20.183 Ne NEON -248.6 -246 1.204
3	11 22.989 0.9 Na SODIO 1 97.8 882.9 0.971	12 24.312 1.2 Mg MAGNESIO 2 650 1107 1.74											13 26.9815 1.5 Al ALUMINIO 3 660 2450 2.70	14 28.086 1.8 Si SILICIO 4 1410 2680 2.33	15 30.9738 2.1 P FOSFORO ±3,4,5 44.2 280 1.82	16 32.064 2.5 S AZUFRE ±2,4,6 112.8 444.6 2.07	17 35.453 3.0 Cl CLORO ±1,3,5,7 -101 -34.7 1.56	18 39.948 Ar ARGON -189.4 -185.8 1.40
4	19 39.102 0.8 K POTASIO 1 63.7 760 0.862	20 40.08 1.0 Ca CALCIO 2 838 1440 1.55	21 44.956 1.3 Sc ESCANDIO 3 1539 2730 2.99	22 47.90 1.5 Ti TITANIO 3,4 1668 3260 4.51	23 50.942 1.6 V VANADIO 2,3,4,5 1920 3450 6.07	24 51.996 1.6 Cr CROMO 2,3,6 1875 2665 7.19	25 54.938 1.5 Mn MANGANESO 2,3,4,6,7 1245 2150 7.43	26 55.847 1.8 Fe HIERRO 2,3 1536 2740 7.87	27 58.933 1.8 Co COBALTO 2,3 1495 2900 8.9	28 58.71 1.8 Ni NIQUEL 2,3 1453 2730 8.9	29 63.54 1.9 Cu COBRE 1,2 1083 2595 8.96	30 65.37 1.6 Zn CINC 2 419.5 906 7.14	31 69.72 1.6 Ga GALIO 1,3 29.8 2237 5.91	32 72.59 1.8 Ge GERMANIO 4 937.4 2830 5.36	33 74.922 2.0 As ARSENICO ±3,5 613 817 5.72	34 78.96 2.4 Se SELENIO -2,4,6 217 685 4.79	35 79.909 2.8 Br BROMO ±1,3,5 -7.2 58.8 3.12	36 83.80 Kr KRIPTON -157.3 -152 2.6
5	37 85.47 0.8 Rb RUBIDIO 1 38.9 688 1.532	38 87.62 1.0 Sr ESTRONCIO 2 768 1380 2.6	39 88.905 1.3 Y ITRIO 3 1509 2927 4.48	40 91.22 1.4 Zr CIRCONIO 2,3,4 1852 3580 6.49	41 92.906 1.6 Nb NIOBIO 3,5 2420 3300 8.57	42 95.94 1.8 Mo MOLIBDENO 2,3,4,5,6 2620 5560 10.22	43 97 1.9 Tc TECNECIO 2,4,7 2140 11.5	44 101.07 2.2 Ru RUTENIO 2,3,4,6,8 2500 4900 12.2	45 102.905 2.2 Rh RODIO 1,2,3,4 1966 4500 12.42	46 106.4 2.2 Pd PALADIO 2,4 1552 3980 12.03	47 107.87 1.9 Ag PLATA 1,2 960.8 2210 10.5	48 112.4 1.7 Cd CADMIO 2 320.9 765 8.64	49 114.82 1.7 In INDIO 3 156.2 2070 7.31	50 118.69 1.8 Sn ESTAÑO 2,4 231.9 2270 7.31	51 121.75 1.9 Sb ANTIMONIO ±3,5 630.5 1380 6.62	52 127.60 2.1 Te TELURIO -2,4,6 450 1390 6.24	53 126.904 2.5 I YODO ±1,5,7 113.5 184.3 4.94	54 131.30 Xe XENON -111.9 -108.0 3.06
6	55 132.905 0.7 Cs CESIO 1 28.7 690 1.90	56 137.34 0.9 Ba BARIO 2 714 1640 3.61	57 138.91 1.1 La LANTANO 3 920 3470 6.17	72 178.49 1.3 Hf HAFNIO 4 2220 5400 13.1	73 180.948 1.5 Ta TANTALIO 5 2996 5400 16.6	74 183.85 1.7 W WOLFRAMIO 2,3,4,5,6 3380 5930 19.26	75 186.2 1.9 Re RENIO 2,4,6,7,-1 3170 5900 21	76 190.2 2.2 Os OSMIO 4,6,8 2700 5500 22.7	77 192.2 2.2 Ir IRIDIO 2,3,4,6 2454 5300 22.64	78 195.09 2.2 Pt PLATINO 2,4 1769 4530 21.45	79 196.967 2.4 Au ORO 1,3 1063 2970 19.3	80 200.59 1.9 Hg MERCURIO 1,2 -38.4 357 13.59	81 204.37 1.8 Tl TALIO 1,3 303 1457 11.85	82 207.19 1.8 Pb PLOMO 2,4 327.4 1725 11.34	83 208.98 1.9 Bi BISMUTO 3,5 271.3 1560 9.80	84 210 2.0 Po POLONIO 2,4 254 9.2	85 210 2.2 At ASTATO ±1,5 302	86 222 Rn RADON -71 -61.8
7	87 223 0.7 Fr FRANCIO 1 27	88 226 0.9 Ra RADIO 2 700 5	89 227 1.1 Ac ACTINIO 3 1050	104 261 Ku KURCIATOVIO 4	105 262 Ha HANIO 0													

LANTANIDOS	58 140.12 1.1 Ce CERIO 3,4 795 3468 6.77	59 140.907 1.1 Pr PRASEODIMIO 3,4 935 3127 6.78	60 144.24 1.2 Nd NEODIMIO 3 1024 3027 7.00	61 147 Pm PROMETIO 3 1027	62 150.35 1.2 Sm SAMARIO 2,3 1072 1900 7.54	63 151.96 Eu EUROPIO 2,3 826 1439 5.26	64 157.25 1.1 Gd GADOLINIO 3 1312 3000 7.89	65 158.924 1.2 Tb TERBIO 3,4 1356 2800 8.27	66 162.50 Dy DISPROSIO 3 1407 2600 8.54	67 164.93 1.2 Ho HOLMIO 3 1461 2600 8.8	68 167.26 1.2 Er ERBIO 3 1497 2900 9.05	69 168.934 1.2 Tm TULIO 2,3 1545 1727 9.33	70 173.04 1.1 Yb YTERBIO 2,3 824 1427 6.98	71 174.97 1.2 Lu LUTENCIO 3 1652 3327 9.84
ACTINIDOS	90 232.038 1.3 Th TORIO 4 1750 3850 11.7	91 231 1.5 Pa PROTACTINIO 4,5 1230 15.4	92 238.03 1.7 U URANIO 3,4,5,6 1132 3818 19.05	93 237 1.3 Np NEPTUNIO 3,4,5,6 637 19.5	94 242 1.3 Pu PLUTONIO 3,4,5,6 640 3235 19.5	95 243 1.3 Am AMERICIO 3,4,5,6 11.7	96 247 Cm CURIO 3	97 247 Bk BERKELIO 3,4	98 249 Cf CALIFORNIO 3	99 254 Es EINSTENIO	100 253 Fm FERMIO	101 256 Md MENDELEVIO	102 256 No NOBELIO	103 257 Lr LAWRENCIO

HANNA instruments

www.hannainst.cl
www.hannainst.com

CE certificación ISO 9001

PLAN CALENDARIO 2014-02
QUIMICA GENERAL Y ORGÁNICA CC.SS

Semana	Clase 1 (2h)	Clase 2 (3h)	Clase 3 (3h)
1 18 - 23 Agosto	**PRESENTACION DEL CURSO** **U1: CONOCIENDO LA MATERIA** Clasificación. Estados de agregación. Cambios de la materia 1	Propiedades Físicas y químicas de la materia. Estructura atomica. Tabla periodica: Descripción y su relación con la configuración electrónica. Propiedades periódicas 2	Fuerzas Moleculares Enlace Químico: Tipos y propiedades 3
2 25 Agosto -30 Agosto	**Laboratorio 1** Propiedades Quimicas 4	Estados de agregación y fuerzas intermoleculares. Propiedades de líquidos y sólidos y gases. 5	Formulación y nomenclatura de compuestos inorgánicos. Reacciones quimicas 6
3 1 - 6 Setiembre	**DD 1** 7	Medición de la materia. Masa atómica, peso formula, peso molecular, número de Avogadro, mol y masa molar 8	**U2: CAMBIOS EN LA MATERIA:** Dispersiones: Proceso de disolución. Tipos de dispersiones. Solubilidad y factores que afectan la solubilidad. 9
4 8 -13 Setiembre	**PC 1** 10	Concentración : Porcentaje en masa, volumen y masa volumen Molaridad Normalidad. Diluciones y Mezclas 11	gases 12
5 15 - 20 Setiembre	**Laboratorio 2 :** **SOLUCIONES** 13	Reaccion quimica_ Relaciones estequiométricas 14	Reaccion quimica_ Relaciones estequiométricas 15
6 22 - 27 Octubre	**DD 2** 16	**U3: LA MATERIA ESTABLECE SISTEMAS EN EQUILIBRIO.** Velocidad de reacción.Teoría de las colisiones: Energía de activación. Factores 19	Equilibrio químico 18
7 29 - 4 Octubre	**Laboratorio 3** **Cinetica** 19	Equilibrio Acido- base Concepto. Fuerza de ácidos y bases . 20	**DD3** 21
8 6 - 11 Octubre	parcial	parcial	parcial

9 **13 - 18 octubre**	Soluciones amortiguadoras **22**	Equilibrio Redox **23**	**U4: LA MATERIA ORGÁNICA.** Características generales de los compuestos orgànicos **24**
10 **20-25 Octubre**	**Laboratorio 4** **pH y amortiguadores** **25**	hidrocarburos saturados, insaturados y aromáticos. propiedades fisicas y quimicas **26**	alcoholes, aldehidos y cetonas: propiedades fisicas y quimicas **27**
11 **27 - 31 octubre**	DD 4 28	acidos y esteres: propiedades fisicas y quimicas; aminas y amidas : propiedades fisicas y quimicas **29**	**UNIDAD 5: Isomeros** **30**
12 **3 -8** **Noviembre**	**PC 2** **31**	**UNIDAD 6: BIOMOLECULAS** carbohidratos **32**	carbohidratos **33**
13 **10 - 15** **noviembre**	**Laboratorio 5** **carbohidratos** **34**	proteinas **35**	proteinas **36**
14 **17 - 22** **noviembre**	proteinas **37**	lipidos **38**	lipidos **39**
15 **24 - 29** **noviembre**	**laboratorio 6** **proteinas y lipidos** **40**	DD 5 **41**	**repaso** **42**
16 **01 - 06** **Diciembre**	finales		

FÓRMULA

2,5% (LB1) + 12% (PC1) + 2,5% (LB2)+ 2,5% (LB3) + 17% EA + 2,5% (LB4) + 16% (PC2) + 2,5% (LB5) + 17% (DD1) + 2,5% (LB6) + 23% (EB1)